

**BEST
SELLER**
INTERNACIONAL

Química

séptima edición

**Mc
Graw
Hill**

Lista de los elementos con sus símbolos y pesos atómicos*

Elemento	Símbolo	Número atómico	Peso atómico [†]	Elemento	Símbolo	Número atómico	Peso atómico [†]
Actinio	Ac	89	(227)	Litio	Li	3	6.941
Aluminio	Al	13	26.98	Lutecio	Lu	71	175.0
Americio	Am	95	(243)	Magnesio	Mg	12	24.31
Antimonio	Sb	51	121.8	Manganeso	Mn	25	54.94
Argón	Ar	18	39.95	Meitnerium	Mt	109	(266)
Arsénico	As	33	74.92	Mendelevio	Md	101	(256)
Astato	At	85	(210)	Mercurio	Hg	80	200.6
Azufre	S	16	32.07	Molibdeno	Mo	42	95.94
Bario	Ba	56	137.3	Neodimio	Nd	60	144.2
Berilio	Be	4	9.012	Neón	Ne	10	20.18
Berkelio	Bk	97	(247)	Neptunio	Np	93	(237)
Bismuto	Bi	83	209.0	Niobio	Nb	41	92.91
Bohrium	Bh	107	(262)	Níquel	Ni	28	58.69
Boro	B	5	10.81	Nitrógeno	N	7	14.01
Bromo	Br	35	79.90	Nobelio	No	102	(253)
Cadmio	Cd	48	112.4	Oro	Au	79	197.0
Calcio	Ca	20	40.08	Osmio	Os	76	190.2
Californio	Cf	98	(249)	Oxígeno	O	8	16.00
Carbono	C	6	12.01	Paladio	Pd	46	106.4
Cerio	Ce	58	140.1	Plata	Ag	47	107.9
Cesio	Cs	55	132.9	Platino	Pt	78	195.1
Circonio	Zr	40	91.22	Plomo	Pb	82	207.2
Cloro	Cl	17	35.45	Plutonio	Pu	94	(242)
Cobalto	Co	27	58.93	Polonio	Po	84	(210)
Cobre	Cu	29	63.55	Potasio	K	19	39.10
Cromo	Cr	24	52.00	Praseodimio	Pr	59	140.9
Curio	Cm	96	(247)	Prometio	Pm	61	(147)
Disprosio	Dy	66	162.5	Protactinio	Pa	91	(231)
Dubnium	Db	105	(260)	Radio	Ra	88	(226)
Einsteinio	Es	99	(254)	Radón	Rn	86	(222)
Erbio	Er	68	167.3	Renio	Re	75	186.2
Escandio	Sc	21	44.96	Rodio	Rh	45	102.9
Estaño	Sn	50	118.7	Rubidio	Rb	37	85.47
Estroncio	Sr	38	87.62	Rutenio	Ru	44	101.1
Europio	Eu	63	152.0	Ruterfodio	Rf	104	(257)
Fermio	Fm	100	(253)	Samario	Sm	62	150.4
Fierro	Fe	26	55.85	Seaborgium	Sg	106	(263)
Flúor	F	9	19.00	Selenio	Se	34	78.96
Fósforo	P	15	30.97	Silicio	Si	14	28.09
Francio	Fr	87	(223)	Sodio	Na	11	22.99
Gadolino	Gd	64	157.3	Talio	Tl	81	204.4
Galio	Ga	31	69.72	Tantalo	Ta	73	180.9
Germanio	Ge	32	72.59	Tecnecio	Tc	43	(99)
Hafnio	Hf	72	178.5	Teluro	Te	52	127.6
Hassium	Hs	108	(265)	Terbio	Tb	65	158.9
Helio	He	2	4.003	Titanio	Ti	22	47.88
Hidrógeno	H	1	1.008	Torio	Th	90	232.0
Holmio	Ho	67	164.9	Tulio	Tm	69	168.9
Indio	In	49	114.8	Tungsteno	W	74	183.9
Iodo	I	53	126.9	Uranio	U	92	238.0
Iridio	Ir	77	192.2	Vanadio	V	23	50.94
Kriptón	Kr	36	83.80	Xenón	Xe	54	131.3
Lantano	La	57	138.9	Yterbio	Yb	70	173.0
Laurencio	Lr	103	(257)	Ytrio	Y	39	88.91
				Zinc	Zn	30	65.39

* Todos los pesos atómicos tienen cuatro cifras significativas. Estos valores son los recomendados por el Comité de Enseñanza de la Química de la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada.

[†] Los pesos atómicos aproximados para los elementos radiactivos se dan entre paréntesis..

QUÍMICA

Séptima edición

RAYMOND CHANG
WILLIAMS COLLEGE

TRADUCCIÓN:

Ma. del Carmen Ramírez Medeles

*CINVESTAV del IPN
Profesora UAM-Xochimilco*

Rosa Zugazagoltía Herranz

*Maestra en Química
Profesora UAM-Xochimilco/UNAM*

REVISIÓN TÉCNICA:

M. en C. María Aurora Lanto Arriola

*Escuela Nacional de Ciencias Biológicas
Instituto Politécnico Nacional*

Ing. José Clemente Reza García

*Profesor titular de Química y Operaciones Unitarias
ESIQIE-Instituto Politécnico Nacional*

Dr. Aníbal Bascuñán Blaset

*Depto. de Química Inorgánica y Nuclear
Facultad de Química-UNAM*

I.Q. Félix Núñez Orozco

*Depto. de Ciencias Básicas
Facultad de Ingeniería-UNAM*

M. en C. Silvia Ponce López

*Coordinadora de Química General
Instituto Tecnológico y de Estudios
Superiores de Monterrey-CM*

M. en C. Enrique Solís García

*Coordinador de la materia de Química
Profesor del Instituto Tecnológico y de
Estudios Superiores de Monterrey-CCM*

Dr. Ing. Javier Ramírez Angulo

*Departamento de Ciencias Básicas
División de Profesional y Graduados
Instituto Tecnológico y de Estudios
Superiores de Monterrey-CEM*

M. en C. José Salvador Pantoja Magaña

*Departamento de Ciencias Básicas
División Profesional y Graduados
Instituto Tecnológico y de Estudios
Superiores de Monterrey-CEM*

Dr. Eduardo Gayoso Andrade

*Departamento de Química Inorgánica
Universidad de Santiago de Compostela*

McGRAW-HILL

**MÉXICO • BUENOS AIRES • CARACAS • GUATEMALA • LISBOA • MADRID
NUEVA YORK • SAN JUAN • SANTAFÉ DE BOGOTÁ • SANTIAGO • SÃO PAULO
AUCKLAND • LONDRES • MILÁN • MONTREAL • NUEVA DELHI
SAN FRANCISCO • SINGAPUR • ST. LOUIS • SIDNEY • TORONTO**

Gerente de producto: Francisco E. Vargas reyes
Supervisor de edición: Felipe Hernández Carrasco
Supervisor de producción: Zeferino García García

QUÍMICA
Séptima edición

Prohibida la reproducción total o parcial de esta obra,
por cualquier medio, sin autorización escrita del editor.

DERECHOS RESERVADOS © 2002, respecto a la séptima edición en español por
McGRAW-HILL INTERAMERICANA EDITORES, S. A. de C. V.

A Subsidiary of The McGraw-Hill Companies

Cedro Núm. 512, Col. Atlampa

Delegación Cuauhtémoc,

C.P. 06450, México, D. F.

Miembro de la Cámara Nacional de la Industria Editorial Mexicana, Reg. Núm. 736

ISBN 970-10-3894-0

Translated of the seventh English edition of
Chemistry

By Raymond Chang

Copyright © 2002, by the McGraw-Hill Companies, Inc.

All rights reserved

ISBN 0-07-365601-1

1234567890

09876543102

Impreso en Colombia
Impreso por D'vinni Ltda.

Printed in Colombia

Contenido breve

CAPÍTULO 1	Química: el estudio de los cambios 1
CAPÍTULO 2	Átomos, moléculas y iones 35
CAPÍTULO 3	Relaciones de masa en las reacciones químicas 67
CAPÍTULO 4	Reacciones en disolución acuosa 105
CAPÍTULO 5	Gases 153
CAPÍTULO 6	Termoquímica 205
CAPÍTULO 7	La teoría cuántica y la estructura electrónica de los átomos 245
CAPÍTULO 8	Relaciones periódicas de los elementos 289
CAPÍTULO 9	Enlace químico I: conceptos básicos 329
CAPÍTULO 10	Enlace químico II: geometría molecular e hibridación de orbitales atómicos 367
CAPÍTULO 11	Las fuerzas intermoleculares y los líquidos y sólidos 417
CAPÍTULO 12	Propiedades físicas de las disoluciones 467
CAPÍTULO 13	Cinética química 509
CAPÍTULO 14	Equilibrio químico 561
CAPÍTULO 15	Ácidos y bases 601
CAPÍTULO 16	Equilibrios ácido-base y equilibrios de solubilidad 651
CAPÍTULO 17	La química de la atmósfera 701
CAPÍTULO 18	Entropía, energía libre y equilibrio 733
CAPÍTULO 19	Electroquímica 765
CAPÍTULO 20	Metalurgia y química de los metales 811
CAPÍTULO 21	Elementos no metálicos y sus compuestos 839
CAPÍTULO 22	La química de los metales de transición y los compuestos de coordinación 877
CAPÍTULO 23	Química nuclear 909
CAPÍTULO 24	Química orgánica 945
CAPÍTULO 25	Polímeros orgánicos sintéticos y naturales 977

Contenido

Aplicaciones XXIII
Prefacio XXV
Herramientas XXXIV

CAPÍTULO 1 Química: el estudio de los cambios 1



- 1.1 Química: una ciencia para el siglo XXI 2**
- 1.2 El estudio de la química 5**
- 1.3 El método científico 6**

La química en acción

El helio primitivo y la teoría del Big Bang 12

- 1.4 Clasificación de la materia 8**
Sustancias y mezclas | Elementos y compuestos
- 1.5 Los tres estados de la materia 10**
- 1.6 Propiedades físicas y químicas de la materia 11**
- 1.7 Mediciones 13**

Unidades del SI | Masa y peso | Volumen | Densidad | Escalas de temperatura

La química en acción

La importancia de las unidades 19

- 1.8 El manejo de los números 18**
Notación científica | Cifras significativas | Exactitud y precisión
- 1.9 El método del factor unitario para la resolución de problemas 25**

Ecuaciones clave 28 | Resumen de hechos y conceptos 29 | Palabras clave 29 | Preguntas y problemas 29

CAPÍTULO 2 Átomos, moléculas y iones 35

- 2.1 La teoría atómica 36**
- 2.2 La estructura del átomo 37**
El electrón | Radiactividad | El protón y el núcleo | El neutrón
- 2.3 Número atómico, número de masa e isótopos 43**
- 2.4 La tabla periódica 45**

La química en acción

Distribución de los elementos en la corteza terrestre y en los sistemas vivos 47

- 2.5 Moléculas y iones 46**
Moléculas | Iones

2.6 Fórmulas químicas 49

Fórmulas moleculares | Fórmulas empíricas | Fórmulas de los compuestos iónicos

2.7 Nomenclatura de los compuestos 53

Compuestos iónicos | Compuestos moleculares | Ácidos y bases | Hidratos | Compuestos inorgánicos comunes

Resumen de hechos y conceptos 61 | Palabras clave 62 | Preguntas y problemas 62

CAPÍTULO 3 Relaciones de masa en las reacciones químicas 67**3.1 Masa atómica 68**

Masa atómica promedio

3.2 Masa molar de un elemento y número de Avogadro 69**3.3 Masa molecular 72****3.4 El espectrómetro de masas 74****La química en acción****Las huellas digitales del oro por espectrometría de masas 76****3.5 Composición porcentual de los compuestos 75****3.6 Determinación experimental de fórmulas empíricas 80**

Determinación de fórmulas moleculares

3.7 Reacciones químicas y ecuaciones químicas 82

Escritura de las ecuaciones químicas | Balanceo de ecuaciones químicas

3.8 Cantidades de reactivos y productos 87**3.9 Reactivo limitante 90****3.10 Rendimiento de reacción 93****La química en acción****Fertilizantes químicos 94**

Ecuaciones clave 96 | Resumen de hechos y conceptos 96 | Palabras clave 96 | Preguntas y problemas 97

CAPÍTULO 4 Reacciones en disolución acuosa 105**4.1 Propiedades generales de las disoluciones acuosas 106**

Propiedades electrolíticas

4.2 Reacciones de precipitación 108

Solubilidad | Ecuaciones moleculares y ecuaciones iónicas

La química en acción**Una indeseable reacción de precipitación 112****4.3 Reacciones ácido-base 111**

Propiedades generales de ácidos y bases | Ácidos y bases de Brønsted | Neutralización ácido-base

4.4 Reacciones de oxidación-reducción 116

Número de oxidación | Tipos de reacciones redox

La química en acción**Analizador del aliento 129**



4.5 Concentración de disoluciones 128

Dilución de disoluciones

4.6 Análisis gravimétrico 133

4.7 Valoraciones ácido-base 135

4.8 Valoraciones redox 138

La química en acción

Metal a partir del mar 140

Ecuaciones clave 140 | Resumen de hechos y conceptos 140 | Palabras clave 141 | Preguntas y problemas 141



Misterio químico

¿Quién mató a Napoleón? 150

CAPÍTULO 5 Gases 153

5.1 Sustancias que existen como gases 154

5.2 Presión de un gas 155

Unidades del sistema internacional (SI) para la presión | Presión atmosférica

5.3 Las leyes de los gases 158

La relación presión-volumen: ley de Boyle | La relación temperatura-volumen: ley de Charles y de Gay-Lussac | La relación entre volumen y cantidad: ley de Avogadro

5.4 La ecuación del gas ideal 166

Cálculos de densidad | La masa molar de una sustancia gaseosa

5.5 La estequiometría de los gases 173

5.6 Ley de Dalton de las presiones parciales 175

La química en acción

Buceo y las leyes de los gases 180

5.7 La teoría cinética molecular de los gases 179

Aplicación de las leyes de los gases | Distribución de las velocidades moleculares | Raíz de la velocidad cuadrática media | Difusión de los gases

La química en acción

Átomos sobreenfriados 188

5.8 Desviación del comportamiento ideal 187

Ecuaciones clave 191 | Resumen de hechos y conceptos 192 | Palabras clave 193 | Preguntas y problemas 193



Misterio químico

Sin oxígeno 202

CAPÍTULO 6 Termoquímica 205

6.1 La naturaleza de la energía y los tipos de energía 206

6.2 Cambios de energía en las reacciones químicas 206

6.3 Entalpía 208

Ecuaciones termoquímicas

6.4 Calorimetría 211

Calor específico y capacidad calorífica | Calorimetría a volumen constante | Calorimetría a presión constante

La química en acción**Valor energético de los alimentos y otras sustancias 217****6.5 Entalpía estándar de formación y reacción 216****La química en acción****Cómo se defiende un escarabajo bombardero 223****6.6 Calor de disolución y dilución 222**

Calor de disolución | Calor de dilución

6.7 Introducción a la termodinámica 225

La primera ley de la termodinámica | Trabajo y calor | Entalpía y la primera ley de la termodinámica

La química en acción**La fabricación de nieve y el inflado de un neumático de bicicleta 233**

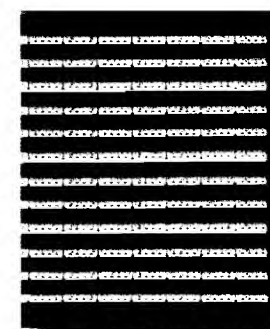
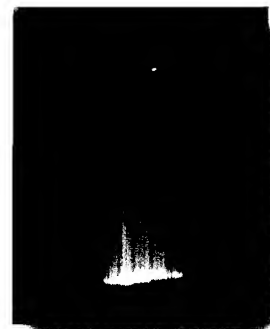
Ecuaciones clave 234 | Resumen de hechos y conceptos 234 | Palabras clave 234 | Preguntas y problemas 235

**Misterio químico****El neumático explosivo 242****CAPÍTULO 7 La teoría cuántica y la estructura electrónica de los átomos 245****7.1 De la física clásica a la teoría cuántica 246**

Propiedades de las ondas | Radiación electromagnética | Teoría cuántica de Planck

7.2 El efecto fotoeléctrico 250**7.3 Teoría de Bohr del átomo de hidrógeno 252**

Espectros de emisión | Espectro de emisión del átomo de hidrógeno

La química en acción**El elemento del Sol 258****La química en acción****El láser: la espléndida luz 260****7.4 La naturaleza dual del electrón 257****La química en acción****El microscopio electrónico 262**

7.5 Mecánica cuántica 263

Descripción mecánico-cuántica del átomo de hidrógeno

7.6 Los números cuánticos 265

El número cuántico principal (n) | El número cuántico del momento angular (ℓ) | El número cuántico magnético (m_ℓ) | El número cuántico de espín del electrón (m_s)

7.7 Orbitales atómicos 267

Las energías de los orbitales

7.8 Configuración electrónica 271

El principio de exclusión de Pauli | Diamagnetismo y paramagnetismo | El efecto pantalla en los átomos polielectrónicos | Regla de Hund | Reglas generales para la asignación de electrones en los orbitales atómicos

7.9 El principio de construcción 277

Ecuaciones clave 281 | Resumen de hechos y conceptos 281 | Palabras clave 282 | Preguntas y problemas 283

CAPÍTULO 8 Relaciones periódicas de los elementos 289

8.1 Desarrollo de la tabla periódica 290**8.2 Clasificación periódica de los elementos 292**

Representación de los elementos libres en las ecuaciones químicas | Configuración electrónica de cationes y aniones

8.3 Variaciones periódicas de las propiedades físicas 296

Carga nuclear efectiva | Radio atómico | Radio iónico | Variación de las propiedades periódicas a lo largo de un periodo y en un grupo

La química en acción

¿El tercer elemento líquido? 304

8.4 Energía de ionización 303**8.5 Afinidad electrónica 307****8.6 Variación de las propiedades químicas de los elementos representativos 310**

Tendencias generales de las propiedades químicas | Comparación de los elementos del grupo 1A con los del grupo 1B | Propiedades de los óxidos a lo largo de un periodo

La química en acción

El descubrimiento de los gases nobles 321

Resumen de hechos y conceptos 322 | Palabras clave 323 | Preguntas y problemas 323

CAPÍTULO 9 Enlace químico I: conceptos básicos 329

9.1 Símbolos de puntos de Lewis 330**9.2 El enlace iónico 330****9.3 Energía reticular de los compuestos iónicos 333**

El ciclo de Born-Haber para determinar energías reticulares | Energía reticular y fórmulas de los compuestos iónicos

La química en acción

El cloruro de sodio: un compuesto iónico común e importante 337

9.4 El enlace covalente 337

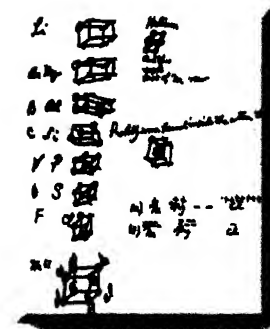
Comparación de las propiedades de los compuestos covalentes y los compuestos iónicos

9.5 Electronegatividad 340

Electronegatividad y número de oxidación

9.6 Escritura de las estructuras de Lewis 343**9.7 Carga formal y estructura de Lewis 346****9.8 El concepto de resonancia 349****9.9 Excepciones a la regla del octeto 351**

El octeto incompleto | Moléculas con número impar de electrones | El octeto expandido

**La química en acción**

Sólo diga NO 353

9.10 Energía de enlace 355

Aplicación de las energías de enlace en termoquímica

Ecuaciones clave 359 | Resumen de hechos y conceptos 359 | Palabras clave 360 | Preguntas y problemas 360

CAPÍTULO 10 Enlace químico II: geometría molecular e hibridación de orbitales atómicos 367

10.1 Geometría molecular 368

Moléculas en las que el átomo central no tiene pares de electrones libres | Moléculas en las que el átomo central tiene uno o más pares de electrones libres | Geometría de moléculas con más de un átomo central | Reglas para la aplicación del modelo RPECV

10.2 Momento dipolar 377**La química en acción**

Los hornos de microondas: trabajo de los momentos dipolares 382

10.3 Teoría del enlace valencia 381**10.4 Hibridación de orbitales atómicos 385**

Hibridación sp^3 | Hibridación sp | Hibridación sp^2 | Procedimiento para la hibridación de orbitales atómicos | Hibridación de orbitales s , p y d

10.5 Hibridación en moléculas que contienen dobles y triples enlaces 394**La química en acción**

¿Son reales los orbitales? 397

10.6 Teoría del orbital molecular 397

Orbitales moleculares de enlace y de antienlace

10.7 Configuraciones de orbitales moleculares 401

Reglas que gobiernan las configuraciones electrónicas moleculares y la estabilidad | Las moléculas de hidrógeno y de helio | Moléculas diatómicas homonucleares de elementos del segundo periodo | La molécula de litio (Li_2) | La molécula de carbono (C_2) | La molécula de oxígeno (O_2)

10.8 Orbitales moleculares deslocalizados 406

La molécula de benceno | El ion carbonato



La química en acción

El buckyball ¿algún otro? 408

Ecuaciones clave 409 | Resumen de hechos y conceptos 409 | Palabras clave 410 | Preguntas y problemas 411

CAPÍTULO 11 Las fuerzas intermoleculares y los líquidos y sólidos 417

11.1 La teoría cinética molecular de líquidos y sólidos 418

11.2 Fuerzas intermoleculares 419

Fuerzas dipolo-dipolo | Fuerzas ion-dipolo | Fuerzas de dispersión | El enlace de hidrógeno

11.3 Propiedades de los líquidos 424

Tensión superficial | Viscosidad | Estructura y propiedades del agua

La química en acción

¿Por qué los lagos se congelan desde la superficie hacia el fondo? 429

11.4 Estructura cristalina 429

Empaquetamiento de esferas | Empaquetamiento compacto

11.5 Difracción de rayos X por los cristales 435

11.6 Tipos de cristales 438

Cristales iónicos | Cristales covalentes | Cristales moleculares | Cristales metálicos

11.7 Sólidos amorfos 442

La química en acción

Superconductores de alta temperatura 444

11.8 Cambios de fase 442

Equilibrio líquido-vapor | Calor de vaporización y punto de ebullición | Equilibrio líquido-sólido | Equilibrio sólido-vapor

11.9 Diagramas de fase 453

El agua | Dióxido de carbono

La química en acción

Cocimiento de un huevo en la cima de una montaña, ollas de presión y patinaje sobre hielo 455

La química en acción

Cristales líquidos 456

Ecuaciones clave 458 | Resumen de hechos y conceptos 458 | Palabras clave 459 | Preguntas y problemas 459

CAPÍTULO 12 Propiedades físicas de las disoluciones 467

12.1 Tipos de disoluciones 468

12.2 Una visión molecular del proceso de disolución 469



12.3 Unidades de concentración 471

Tipos de unidades de concentración | Comparación entre las unidades de concentración

12.4 Efecto de la temperatura en la solubilidad 475

La solubilidad de los sólidos y la temperatura | La solubilidad de los gases y la temperatura

12.5 Efecto de la presión en la solubilidad de los gases 477**La química en acción**

El lago asesino 480

12.6 Propiedades coligativas de las disoluciones de no electrolitos 479

Disminución de la presión de vapor | Elevación del punto de ebullición | Disminución del punto de congelación | Presión osmótica | Empleo de las propiedades coligativas en la determinación de la masa molar

12.7 Propiedades coligativas de las disoluciones de electrolitos 491**La química en acción**

Desalinización 494

12.8 Coloides 493

Coloides hidrofílicos y coloides hidrofóbicos

Ecuaciones clave 497 | Resumen de hechos y conceptos 498 | Palabras clave 498 | Preguntas y problemas 498

**Misterio químico**

El cuchillo equivocado 506

CAPÍTULO 13 Cinética química 509**13.1 La velocidad de una reacción 510**

Reacción de bromo molecular y ácido fórmico | Descomposición del peróxido de hidrógeno | Velocidades de reacción y estequiometría

13.2 La ley de la velocidad 516**13.3 Relación entre la concentración de reactivos y el tiempo 519**

Reacciones de primer orden | Reacciones de segundo orden

La química en acción

Determinación de la edad del sudario de Turín 530

13.4 Constantes de velocidad y su dependencia de la energía de activación y de la temperatura 529

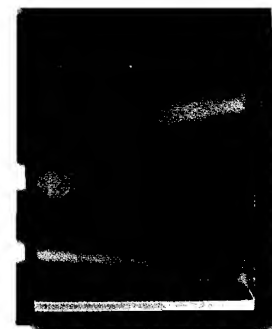
La teoría de las colisiones en la cinética química | La ecuación de Arrhenius

13.5 Mecanismos de reacción 535

Las leyes de velocidad y los pasos elementales | Confirmación experimental de los mecanismos de reacción

La química en acción

Femtoquímica 542



13.6 Catálisis 541

Catálisis heterogénea | Catálisis homogénea | Catálisis enzimática

Ecuaciones clave 550 | Resumen de hechos y conceptos 550 | Palabras clave 551 | Preguntas y problemas 551

CAPÍTULO 14 Equilibrio químico 561**14.1 El concepto de equilibrio y la constante de equilibrio 562**

La constante de equilibrio

14.2 Escritura de las expresiones de las constantes de equilibrio 564Equilibrios homogéneos | Equilibrios heterogéneos | Equilibrios múltiples | La representación de K y la ecuación de equilibrio | Resumen de las reglas para escribir las expresiones de las constantes de equilibrio**14.3 Relación entre cinética química y equilibrio químico 575****14.4 ¿Qué información proporciona la constante de equilibrio? 577**

Predicción de la dirección de una reacción | Cálculo de las concentraciones de equilibrio

14.5 Factores que alteran el equilibrio químico 582

Principio de Le Châtelier | Cambios en la concentración | Cambios en el volumen y la presión | Cambios en la temperatura | Efecto de un catalizador | Resumen de los factores que pueden modificar la posición del equilibrio

La química en acción**La vida en las grandes altitudes y la producción de hemoglobina 589****La química en acción****El proceso Haber 590**

Ecuaciones clave 590 | Resumen de hechos y conceptos 590 | Palabras clave 592 | Preguntas y problemas 592

CAPÍTULO 15 Ácidos y bases 601**15.1 Ácidos y bases de Brønsted 602****15.2 Propiedades ácido-base del agua 603**

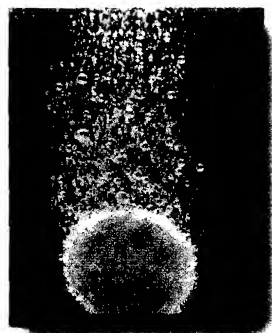
El producto iónico del agua

15.3 El pH: una medida de la acidez 605**15.4 Fuerza de los ácidos y las bases 607****15.5 Ácidos débiles y su constante de ionización ácida 611**

La ecuación de segundo grado | El método de la aproximación sucesiva | Porcentaje de ionización

15.6 Bases débiles y su constante de ionización básica 618**15.7 Relación entre la constante de ionización de los ácidos y sus bases conjugadas 620****15.8 Ácidos dipróticos y polipróticos 621****15.9 Estructura molecular y fuerza de los ácidos 625****15.10 Propiedades ácido-base de las sales 628**

Sales que producen disoluciones neutras | Sales que producen disoluciones básicas | Sales que producen disoluciones ácidas | Sales en las que se hidrolizan tanto el catión como el anión



15.11 Propiedades ácido-base de los óxidos y los hidróxidos 633

Hidróxidos básicos y anfóteros

15.12 Ácidos y bases de Lewis 636**La química en acción****Antiácidos y el balance del pH en el estómago 638**

Ecuaciones clave 640 | Resumen de hechos y conceptos 640 | Palabras clave 641 | Preguntas y problemas 641

**Misterio químico****La descomposición de los papeles 648****CAPÍTULO 16 Equilibrios ácido-base y equilibrios de solubilidad 651****16.1 Comparación entre los equilibrios homogéneo y heterogéneo en disolución 652****16.2 El efecto del ion común 652****16.3 Disoluciones amortiguadoras 655**

Preparación de una disolución amortiguadora con un pH específico

16.4 Valoraciones ácido-base 660

Valoraciones ácido fuerte-base fuerte | Valoraciones ácido débil-base fuerte | Valoraciones ácido fuerte-base débil

16.5 Indicadores ácido-base 668**La química en acción****Mantenimiento del pH de la sangre 662****16.6 Equilibrios de solubilidad 671**

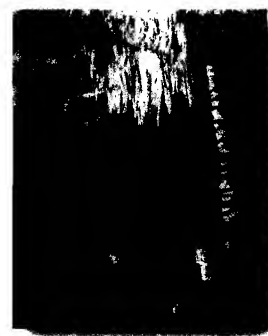
El producto de solubilidad | Solubilidad molar y solubilidad | Predicción de las reacciones de precipitación

16.7 Separación de iones por precipitación fraccionada 677**16.8 El efecto del ion común y la solubilidad 679****16.9 El pH y la solubilidad 681****16.10 Los equilibrios de iones complejos y la solubilidad 683****16.11 Aplicación del principio del producto de solubilidad al análisis cualitativo 687****La química en acción****Cómo se forma el cascarón de un huevo 689**

Ecuaciones clave 691 | Resumen de hechos y conceptos 691 | Palabras clave 691 | Preguntas y problemas 692

**Misterio químico****Un bocadillo cocido 698****CAPÍTULO 17 La química de la atmósfera 701****17.1 La atmósfera terrestre 702****17.2 Los fenómenos en las capas externas de la atmósfera 704**

Aurora boreal y aurora austral | El misterio del resplandor de los transbordadores espaciales



17.3 Disminución del ozono en la estratosfera 708

Agujeros en la capa de ozono polar

17.4 Los volcanes 712**17.5 El efecto invernadero 713****17.6 La lluvia ácida 718****17.7 El smog fotoquímico 722****17.8 Contaminación doméstica 724**

El riesgo del radón | Dióxido y monóxido de carbono | Formaldehído

Resumen de hechos y conceptos 727 | Palabras clave 728 | Preguntas y problemas 728

CAPÍTULO 18 Entropía, energía libre y equilibrio 733**18.1 Las tres leyes de la termodinámica 734****18.2 Los procesos espontáneos y la entropía 734**

Entropía

18.3 La segunda ley de la termodinámica 739

Cambios de entropía en el sistema | Cambios de entropía en los alrededores | La tercera ley de la termodinámica y la entropía absoluta

La química en acción**La eficiencia de los motores térmicos 748****18.4 La energía libre de Gibbs 743**

Cambios de energía libre estándar | Aplicaciones de la ecuación (18.7)

18.5 La energía libre y el equilibrio químico 751**18.6 La termodinámica en los sistemas vivos 755****La química en acción****La termodinámica de una banda de hule 756**

Ecuaciones clave 758 | Resumen de hechos y conceptos 758 | Palabras clave 758 | Preguntas y problemas 758

CAPÍTULO 19 Electroquímica 765**19.1 Reacciones redox 766**

Balanceo de las ecuaciones redox

19.2 Celdas electroquímicas 769**19.3 Potenciales estándar de electrodo 771****19.4 Espontaneidad de las reacciones redox 777****19.5 Efecto de la concentración en la fem de la celda 780**

La ecuación de Nernst | Celdas de concentración

19.6 Baterías 784

La batería de celda seca | La batería de mercurio | El acumulador de plomo | Batería de estado sólido de litio | Celdas de combustible

19.7 Corrosión 789**La química en acción****Molestias causadas por las obturaciones dentales 799**

19.8 Electrólisis 793

Electrólisis del cloruro de sodio fundido | Electrólisis del agua | Electrólisis de una disolución acuosa de cloruro de sodio | Aspectos cuantitativos de la electrólisis

Ecuaciones clave 800 | Resumen de hechos y conceptos 800 | Palabras clave 800 | Preguntas y problemas 801

**Misterio químico**

El agua contaminada 808

CAPÍTULO 20 Metalurgia y química de los metales 811**20.1 Abundancia de los metales 812****20.2 Procesos metalúrgicos 812**

Preparación de la mena | Producción de metales | La metalurgia del hierro | Manufactura del acero | Purificación de metales

20.3 Teoría de bandas de conductividad 820

Conductores | Semiconductores

20.4 Tendencias periódicas de las propiedades metálicas 823**20.5 Los metales alcalinos 824****20.6 Los metales alcalinotérreos 828**

Magnesio | Calcio

20.7 Aluminio 830**La química en acción**

Reciclado del aluminio 832

Resumen de hechos y conceptos 834 | Palabras clave 834 | Preguntas y problemas 834

**CAPÍTULO 21 Elementos no metálicos y sus compuestos 839****21.1 Propiedades generales de los no metales 840****21.2 Hidrógeno 840**

Hidruros binarios | Isótopos del hidrógeno | Hidrogenación | La economía del hidrógeno

La química en acción

Hidrógeno metálico 846

21.3 Carbono 845**La química en acción**

Gas sintético a partir del carbón 849

21.4 Nitrógeno y fósforo 850

Nitrógeno | Fósforo

La química en acción

Nitrato de amonio, el fertilizante explosivo 857

21.5 Oxígeno y azufre 858

Oxígeno | Azufre

21.6 Los halógenos 865

Preparación y propiedades generales de los halógenos | Compuestos de los halógenos | Usos de los halógenos

Resumen de hechos y conceptos 872 | Palabras clave 873 | Preguntas y problemas 873

CAPÍTULO 22 La química de los metales de transición y los compuestos de coordinación 877**22.1 Propiedades de los metales de transición 878**

Propiedades físicas generales | Configuraciones electrónicas | Estados de oxidación

22.2 La química del hierro y del cobre 880

Hierro | Cobre

22.3 Compuestos de coordinación 882

Números de oxidación de los metales en los compuestos de coordinación | Nomenclatura de los compuestos de coordinación

22.4 Estructura de los compuestos de coordinación 887

Isómeros geométricos | Isómeros ópticos

22.5 El enlace en los compuestos de coordinación: teoría del campo cristalino 889

Desdoblamiento del campo cristalino en los complejos octaédricos | El color | Propiedades magnéticas | Complejos tetraédricos y cuadrados planos

22.6 Reacciones de los compuestos de coordinación 896**22.7 Aplicaciones de los compuestos de coordinación 897**

Metalurgia | Agentes quelantes terapéuticos | Análisis químico | Detergentes

**La química en acción****Compuestos de coordinación en los sistemas vivos 898****La química en acción****Cisplatino: el fármaco anticancerígeno 900**

Ecuaciones clave 902 | Resumen de hechos y conceptos 902 | Palabras clave 903 | Preguntas y problemas 903

**Misterio químico****Fechado de las pinturas con azul de Prusia 906****CAPÍTULO 23 Química nuclear 909****23.1 La naturaleza de las reacciones nucleares 910**

Balanceo de las ecuaciones nucleares

23.2 Estabilidad nuclear 912

Energía de unión nuclear

23.3 Radiactividad natural 917

Cinética de la desintegración radiactiva | Datación mediante desintegración radiactiva

23.4 Transmutación nuclear 920

Los elementos transuránicos

23.5 Fisión nuclear 923

La bomba atómica | Reactores nucleares

La química en acción**El reactor de fisión natural 928****23.6 Fusión nuclear 929**

Reactores de fusión | La bomba de hidrógeno

23.7 Aplicaciones de los isótopos 932

Resolución de estructuras | Estudio de la fotosíntesis | Los isótopos en la medicina

23.8 Efectos biológicos de la radiación 934**La química en acción****Alimentos irradiados 936**

Ecuaciones clave 937 | Resumen de hechos y conceptos 937 | Palabras clave 937 | Preguntas y problemas 937

**Misterio químico****La falsificación de arte del siglo 942****CAPÍTULO 24 Química orgánica 945****24.1 Clases de compuestos orgánicos 946****24.2 Hidrocarburos alifáticos 946**

Alcanos | Reacciones de los alcanos | Isomería óptica de alcanos sustituidos | Cicloalcanos | Alquenos | Alquinos

La química en acción**El hielo que arde 948****24.3 Hidrocarburos aromáticos 959**

Nomenclatura de los compuestos aromáticos | Propiedades y reacciones de los compuestos aromáticos

24.4 Química de los grupos funcionales 962

Alcoholes | Éteres | Aldehídos y cetonas | Ácidos carboxílicos | Ésteres | Aminas | Resumen de grupos funcionales

La química en acción**La industria del petróleo 968**

Resumen de hechos y conceptos 971 | Palabras clave 972 | Preguntas y problemas 972

CAPÍTULO 25 Polímeros orgánicos sintéticos y naturales 977**25.1 Propiedades de los polímeros 978****25.2 Polímeros orgánicos sintéticos 978**

Reacciones de adición | Reacciones de condensación

25.3 Proteínas 982

Los aminoácidos | Estructura de las proteínas



La química en acción

La anemia de células falciformes: una enfermedad molecular 994

25.4 Ácidos nucleicos 991

La química en acción

Las huellas digitales del DNA 996

Resumen de hechos y conceptos 994 | Palabras clave 996 | Preguntas y problemas 996



Misterio químico

Una historia que le rizará el cabello 1000

APÉNDICE 1 Los elementos y la derivación de sus nombres y símbolos A-1

APÉNDICE 2 Unidades de la constante de los gases A-7

APÉNDICE 3 Selección de datos termodinámicos a 1 atm y 25°C A-8

APÉNDICE 4 Operaciones matemáticas A-14

Glosario G-1

Respuestas a los problemas con número par RP-1

Créditos fotográficos C-1

Índice I-1

Aplicaciones

La química en acción

El helio primitivo y la teoría del Big Bang 12
La importancia de las unidades 19
Distribución de los elementos en la corteza terrestre y en los sistemas vivos 47
Las huellas digitales del oro por espectrometría de masas 76
Fertilizantes químicos 94
Una indeseable reacción de precipitación 112
Analizador del aliento 129
Metal a partir del mar 140
Buceo y las leyes de los gases 180
Átomos sobreenfriados 188
Valor energético de los alimentos y de otras sustancias 217
Cómo se defiende un escarabajo bombardero 223
La fabricación de nieve y el inflado de un neumático de bicicleta 233
El elemento del Sol 258
El láser: la espléndida luz 260
El microscopio electrónico 262
¿El tercer elemento líquido? 304
El descubrimiento de los gases nobles 321
El cloruro de sodio: un compuesto iónico común e importante 337
Sólo diga NO 353
Los hornos de microondas: trabajo de los momentos dipolares 382
¿Son reales los orbitales? 397
El buckyball ¿algún otro? 408
¿Por qué los lagos se congelan desde la superficie hacia el fondo? 429
Superconductores de alta temperatura 444
Cocimiento de un huevo en la cima de una montaña, ollas de presión y patinaje sobre hielo 455
Cristales líquidos 456
El lago asesino 480

Desalinización 494
Determinación de la edad del sudario de Turín 530
Femtoquímica 542
La vida en las grandes altitudes y la producción de hemoglobina 589
El proceso Haber 590
Antiácidos y el balance del pH en el estómago 638
Mantenimiento del pH de la sangre 662
Cómo se forma el cascarón de un huevo 689
La eficiencia de los motores térmicos 748
La termodinámica de una banda de hule 756
Molestias causadas por las obturaciones dentales 799
Reciclado del aluminio 832
Hidrógeno metálico 846
Gas sintético a partir del carbón 849
Nitrato de amonio, el fertilizante explosivo 857
Compuestos de coordinación en los sistemas vivos 898
Cisplatino: el fármaco anticancerígeno 900
El reactor de fisión natural 928
Alimentos irradiados 936
El hielo que arde 948
La industria del petróleo 968
La anemia de células falciformes: una enfermedad molecular 994
Las huellas digitales del DNA 996



Misterios químicos

¿Quién mató a Napoleón? 150
Sin oxígeno 202
El neumático explosivo 242
El cuchillo equivocado 506
La descomposición de los papeles 648
Un bocadillo cocido 698
El agua contaminada 808
Fechado de las pinturas con azul de Prusia 906
La falsificación de arte del siglo 942
Una historia que le rizará el cabello 1000

Prefacio

Cuando escribí el prefacio para la edición anterior de este libro, consideré los retos que supone el hecho de preparar estudiantes en una época de la historia caracterizada por su amplia orientación tecnológica y por los rápidos cambios que la misma tiene. Unos cuantos años más tarde, los retos son los mismos: ¿cómo inspirar e instruir a los estudiantes en torno a los hechos básicos de la química, mientras tomamos ventaja de toda esa tecnología? La respuesta es clara: hay que utilizar muchas herramientas y extraer lo mejor de cada una de ellas. En este sentido, la tecnología les ayudará a visualizar la química y a explorar ideas en un ambiente interactivo; aunque antes de dicha exploración, necesitan construir un fundamento, un marco de referencia para las ideas. El libro de texto es aún la mejor herramienta para que los estudiantes aprendan los nuevos conceptos de la química.



La fortaleza de esta obra radica en la integración de varias herramientas diseñadas para inspirar tanto a los estudiantes como a los profesores. Tales herramientas sustentan su utilidad en el libro de texto que va más allá de lo tradicional. De modo que la revisión para la séptima edición y la inclusión de tecnología de punta dan respuesta a los retos que enfrenta el profesor al enseñar química general.

Lo novedoso de la séptima edición*

Las tecnologías totalmente nuevas, descritas en las siguientes páginas de este prefacio, incluyen:

- Essential Study Partner (ESP), un tutorial interactivo para el estudiante.
- e-Text 2.0.
- OnLine Learning Center, un sitio *Web* para profesores y estudiantes.
- WebCT Course, creado específicamente para *Química*, séptima edición, con el objetivo de ayudar al profesor a impartir el curso.
- PageOut, para ayudar al profesor a administrar el curso.
- PowerPoint Lecture Presentation, creada especialmente para la séptima edición de *Química*.
- Visual Resource Library, con todas las ilustraciones y fotografías de la séptima edición de *Química*.
- Chemistry Animations Visual Resource Library, para las presentaciones del profesor.
- Se crearon nuevas imágenes de arte con el programa de modelamiento molecular Spartan. Dichas ilustraciones permiten a los estudiantes tener una mejor visualización de las moléculas en tres dimensiones, así como de los detalles de las reacciones químicas. Buena parte del programa de arte ha sido revisado, o bien, es nuevo, con énfasis en el uso didáctico del color. Por ejemplo, véase figuras 5.6, 5.14, 10.6, 13.26 y 25.13.
- Se incluyó un nuevo icono en la tabla periódica, el cual ilustra las propiedades de los elementos de acuerdo con su posición en dicha tabla.
- Se revisaron muchos de los ejemplos con la finalidad de que muestren con mayor claridad los pasos en la resolución del problema.

* El material auxiliar está disponible en inglés. Para mayor información, póngase en contacto con un representante de McGraw-Hill.

- Se agregaron nuevos ensayos de “La química en acción” y muchos otros se han actualizado.
- En el capítulo 25 viene un nuevo “Misterio químico”, “Una historia que le *rizará* el cabello”.
- El texto se revisó para mejorar la claridad y legibilidad, que son dos de sus fortalezas.
- El nuevo icono de animación  señala el material que se ilustra mediante una animación.
- El icono pedagógico  resalta las estrategias de resolución de problemas en el texto.

Apreciaría enormemente sus comentarios y sugerencias.

Raymond Chang
Williams College
raymond.chang@williams.edu





Raymond Chang

Una nota para el estudiante

La química general se percibe, comúnmente, como una materia más difícil que otras. Existe cierta justificación para tal creencia. Por una parte, tiene un lenguaje muy especializado. Al principio, estudiar química es como aprender un nuevo idioma. Más adelante, algunos de los conceptos son abstractos. Sin embargo, con cierto esmero, el estudiante completará con éxito este curso e incluso lo disfrutará. He aquí sugerencias que le ayudarán a formar buenos hábitos de estudio y a dominar el material de este texto:

- Asista a clases regularmente y tome notas con cuidado.
- Si es posible, repase siempre los temas analizados en clase el mismo día que se cubrieron. El libro le ayudará a completar sus apuntes.
- Piense críticamente. Pregúntese si en verdad comprendió el significado de un término o el uso de una ecuación. Una buena manera de comprobar su comprensión es explicar un concepto a un compañero de clase o a otra persona.
- No dude en pedir ayuda al profesor o a su asistente.

Las herramientas de la séptima edición de *Química* fueron diseñadas para capacitarlo en el buen desempeño en su curso de química general. La siguiente guía explica cómo obtener plena ventaja del texto, la tecnología y otras herramientas.

- Antes de entrar de lleno a un capítulo, revise la *organización* del mismo y lea la *introducción* para darse una idea de los temas importantes. Tome apuntes en clase con base en la organización del capítulo.
- Ready Notes es útil para tomar apuntes. Se trata de un folleto que incluye todas las ilustraciones del texto y líneas para escribir en ellas. Esta herramienta le permitirá agregar a sus apuntes ilustraciones previamente diseñadas, en lugar de tener que dibujar usted mismo las imágenes.
- El *icono pedagógico*  resalta las estrategias para resolver problemas matemáticos de manera lógica. Busque este símbolo cuando estudie para los exámenes.
- Utilice el *icono de animación*  como una guía para repasar los conceptos con animación. La mayor parte de las animaciones son interactivas.
- Al final de cada capítulo aparecen las ecuaciones clave, un resumen de hechos y conceptos, así como una lista de palabras clave, que le ayudarán a prepararse para los exámenes. Las definiciones de las palabras clave pueden estudiarse en contexto

en las páginas señaladas en la lista al final del capítulo, o bien, en el glosario del libro.

- Utilice las *Key-Word flashcards* en el sitio *web* (OnLine Learning Center u OLC) para adquirir mayor práctica. Las *flashcards* incluyen audio, de modo que también podrá mejorar su pronunciación. El OLC alberga una extraordinaria cantidad de recursos.
Visite la dirección www.mhhe.com/physsci/chemistry/chang7 para tener acceso a cuestionarios sobre cada capítulo, sesiones de e-learning, oportunidades, Essential Study Partner y más.
- El estudio cuidadoso de los ejemplos numerados, que se intercalan en el cuerpo de cada capítulo, mejorará su habilidad para analizar los problemas y efectuar los cálculos necesarios para resolverlos. Tómese su tiempo para trabajar en el ejercicio que sigue a cada ejemplo, pues le servirá para asegurarse de haber comprendido la forma de resolver el tipo de problema en turno. Las respuestas a los ejercicios aparecen al final del capítulo, después de los problemas de tarea. Para una práctica adicional, remítase a los problemas similares indicados en el margen junto al ejemplo.
- Las preguntas y los problemas al final de capítulo fueron organizados por sección. En general, para las preguntas de repaso no se necesita hacer cálculos. Su objetivo consiste en ayudar al estudiante a valorar su comprensión de los nuevos conceptos presentados en el capítulo. Los problemas le permitirán poner a prueba sus habilidades analíticas y de cómputo; aquellos de números pares son similares en naturaleza a los de números impares que les preceden, excepto en la sección titulada “Problemas adicionales”. Estos últimos requieren que usted decida cómo abordar la solución y muchos se relacionan con conceptos que vienen en más de una sección del capítulo. Aunque es muy probable que su profesor no le pida que resuelva todos los problemas como tarea, le resultará benéfico trabajar en ellos para asegurarse que domina el tema. Consulte la parte final del libro; ahí encontrará las respuestas a los problemas de numeración par; soluciones completas para los problemas de número impar. Los tutoriales de resolución de problemas están disponibles en el *Student Solutions Manual*.
- Para practicar más, consulte el *ChemSkill Builder*, un tutorial de resolución con cientos de problemas que incluyen retroalimentación.
- Si necesita ayuda, recurra al *NetTutor* en el OLC. El NetTutor lo ayudará con cualquier pregunta y trabajará con usted, tanto en sesiones en vivo como a través de correo electrónico.
- Uno de los mejores recursos es el *Essential Study Partner* (ESP), un tutorial que le servirá para repasar cada capítulo y corroborar su nivel de comprensión. Trae animaciones, ejercicios interactivos, revisiones de temas y cuestionarios, así como exámenes de unidad. www.mhhe.com/physsci/chemistry/chang7/student/olc/esp.mhtml
- Se añadieron dos tipos de aplicaciones para ayudar al estudiante a relacionar la química con el mundo real. Los recuadros “La química en acción” en cada capítulo dan cuenta de las aplicaciones en otras ciencias y en actividades cotidianas. La sección “Misterios químicos” se enfoca a eventos enigmáticos que tienen explicaciones químicas y brinda la oportunidad de aplicar el conocimiento de la química, así como de agudizar las habilidades de pensamiento. Tal vez su profesor no le deje leer todos estos breves ensayos; pero, si toma en serio la parte práctica de la química, revise la lista de la página xx y vea cuáles temas le interesan.
- Utilice el e-Text para organizar todas las herramientas para este curso; le será útil, pues combina texto, tecnología y otros elementos de manera no lineal en un lugar adecuado. Podrá explorar el texto, tomar notas y hacer los vínculos pertinentes en la *Web*.

Si sigue estas sugerencias, y se mantiene al día con sus tareas, encontrará que la química es desafiante, pero menos difícil y mucho más interesante de lo que imaginó.

Raymond Chang

Recursos para el maestro*

Test Bank

Este banco de pruebas contiene más de 2 000 preguntas de opción múltiple y de respuesta corta. Las preguntas, ordenadas por grados de dificultad, son comparables a los problemas que vienen en el texto e incluyen algunos de los pasos que requieren análisis conceptual.

MicroTest Computerized Test Bank

Este banco de pruebas trae todas las preguntas en el Test Bank impreso, lo mismo que algoritmos y más de 200 preguntas basadas en ellos, que los instructores pueden editar para crear sus propias plantillas de pruebas. La herramienta está disponible en versiones para Windows y Macintosh.

Instructor's Manual

Escrito por Brandon J. Cruickshank (Northern Arizona University), Daryl Doyle (GMI/Engineering and Management Institute) y Raymond Chang. Este manual completo para la enseñanza de un curso de química general, basado en el libro *Química*, contiene un resumen del contenido de cada capítulo, así como metas de aprendizaje y referencias para apuntalar los conceptos. A continuación se presenta una lista completa de los problemas que entrañan mayor reto en cada capítulo y de aquellos que se trabajan en detalle en el *Student Solutions Manual*. Se presentan las soluciones a todos los problemas del final de capítulo, incluidas aquellas contenidas en el *Solutions Manual*. También se responde a algunas de las preguntas de repaso que aparecen al final de los capítulos. El recurso viene con preguntas de análisis, consejos, información sobre aplicaciones relevantes y referencias a otros elementos del paquete de texto.

Transparencias

Aproximadamente 250 ilustraciones a todo color del texto se reproducen en acetatos para realizar proyecciones.

Chang Animations

Diseñadas por Brandon Cruickshank, estas 28 animaciones son interactivas y apoyan específicamente el contenido y los conceptos en *Química*. Sus iconos muestran cuáles son los conceptos animados. Tanto profesores como alumnos tienen acceso a tales animaciones en el OnLine Learning Center, Essential Study Partner, e-Source y en la Animations Visual Resource Library.

Chemistry Animations Visual Resource Library

La organización de este recurso corrió a cargo de Eric Johnson (Ball State University). Se trata de un CD-ROM que permite al profesor utilizar las animaciones en el salón de clases de acuerdo con sus necesidades. Este multi-CD incluye más de 150 animaciones que pueden reproducirse directamente del CD o incluirse con facilidad en una presentación tipo conferencia. La biblioteca de animaciones simplifica la búsqueda, además de que muchas de las imágenes son del tamaño de la pantalla.

Visual Resource Library (VRL)

Este CD-ROM para el instructor viene con archivos electrónicos de imágenes a color (ilustraciones y fotografías), pues fue diseñado para ayudarle a efectuar presentaciones

*El material auxiliar está disponible en inglés. Para mayor información, póngase en contacto con un representante de McGraw-Hill.

visualmente atractivas. Ayudará también a incorporar imágenes seleccionadas en programas de procesamiento de texto para distribuir como material para los estudiantes. Es posible remover con facilidad los pies de las fotografías. Además, la herramienta incluye presentaciones en PowerPoint para cada capítulo.

PowerPoint Lecture Presentation

El autor de este recurso es J. David Robertson (University of Missouri). Los profesores que se basen en el libro *Química*, encontrarán que la presentación no sólo les ahorra tiempo, sino también les ayuda a realizar presentaciones atractivas. La conferencia PowerPoint, basada en la *Web*, incluye notas para todo el curso, imágenes de la séptima edición y animaciones distribuidas en puntos apropiados. Utilice el esquema de la conferencia completa o modifíquelo para que se acople a su propio curso.

Online Learning Center Website (OLC)

Localizado en www.mhhe.com/physsci/chemistry/chang7, este sitio *Web* ofrece excelentes herramientas, tanto para el profesor como para el estudiante. Los profesores podrán crear un curso más interactivo con la integración del sitio, mientras el Instructor Center guarda sus materiales esenciales del curso y les ahorra tiempo de preparación antes de clase. Este centro también ofrece esquemas organizadores de las exposiciones, descripciones adicionales para las animaciones y más.

Media Integration Guide

Diseñada por Scott S. Perry (University of Houston), la guía explica qué medios están disponibles y describe cómo utilizarlos de manera eficiente durante la exposición y fuera del salón de clases.

WebCT

Los creadores son Renee Cole y Steve Boone (Central Missouri State University). A los profesores que emplean el WebCT, les encantará el contenido WebCT del curso específico que ofrecemos junto con *Química*, el cual incluye el Test Bank completo formateado para utilizarse fácilmente, exámenes, tareas en línea con retroalimentación detallada, guía interactiva de estudio y preguntas sobre cuestiones de actualidad.

Course-Specific PageOut

Diseñado específicamente para ayudar con las necesidades individuales del curso, PageOut permitirá integrar el programa de estudio con el libro *Química* y con las herramientas de arte de los nuevos medios. En el corazón de PageOut encontrará multimedia integrada, el Online Learning Center y una Integration Guide, que le servirá para incorporar la tecnología en el salón de clases. Más de 20 000 profesores eligieron PageOut para crear sitios *Web* en su curso. Es muy fácil de usar y es **GRATIS** para los instructores que utilicen un libro de texto de McGraw-Hill en cualquiera de sus cursos.

Primis LabBase

Fue diseñada por Joseph Lagowski (University of Texas en Austin). Más de 40 experimentos de química general están disponibles en esta base de datos, la cual incluye experimentos del *Journal of Chemical Education* y de los que utiliza el profesor Lagowski en la institución en la que imparte clases. El recurso permitirá a los profesores organizar sus manuales de laboratorio.

Cooperative Chemistry Laboratory Manual

Desarrollada por Melanie Cooper (Clemson University), esta novedosa guía contiene problemas abiertos, creados para simular la experiencia en un laboratorio de investiga-

ción. Al trabajar en grupos, los estudiantes investigan un problema durante varias semanas, de modo que al terminar el semestre habrán concluido tres o cuatro proyectos, en lugar de un solo experimento preprogramado por clase. El énfasis aquí está en el diseño experimental, el análisis del problema y la comunicación.

Recursos para el estudiante*

Essential Study Partner

Recurso ideado por David Harwell (University of Hawaii en Manoa), Laura Muller (Wheaton College), Norbert Pienta (University of Iowa), Kathleen Robins (University of Las Vegas-Nevada) y Brandon Cruickshank (Northern Arizona University). Este compañero de estudio le permitirá investigar y reforzar lo aprendido en el libro de texto. Además, encontrará que el **Essential Study Partner** de *Química* es una herramienta muy completa e interactiva que trae cientos de animaciones y actividades de aprendizaje. Incluye desde cuestionarios a diagramas interactivos. El alumno encontrará que no hay mejor compañero de estudio para asegurar el dominio de los conceptos clave. Lo mejor de todo es que es **GRATIS** por el solo hecho de adquirir su libro de texto.

OLC (OnLine Learning Center)

Un sitio *Web* exclusivo que proporciona una riqueza de recursos electrónicos, tanto para profesores como para estudiantes. Incluye cuestionarios interactivos para los estudiantes; sesiones e-learning; *flashcards* de términos clave; NetTutor; glosario interactivo con audio; ChemQuest, con ejercicios de búsqueda; Visual Chemistry, con ejercicios que obligan a los estudiantes a buscar y manipular moléculas; se vincula con bases de datos de química, y numera las oportunidades profesionales en *Química*. Se localiza en www.mhhe.com/physsci/chemistry/chang7.

Course Ready Notes

Escrito por Eric Johnson (Ball State University), este folleto reproduce imágenes a las que se les quitaron las leyendas de ilustración. En lugar de ocupar tiempo copiando material que ya está en el libro, con su ayuda, los alumnos se pueden enfocar en los aspectos más importantes de la exposición del profesor.

Student Solutions Manual

Escrito por Brandon J. Cruickshank (Northern Arizona University) y Raymond Chang, este suplemento contiene soluciones y explicaciones detalladas para todos los problemas de número par del texto principal. Incluye también un análisis detallado de los problemas, así como enfoques para resolver problemas químicos y soluciones tutoriales que vienen al final de cada capítulo.

Student Study Guide

Diseñado por Kenneth W. Watkins (Colorado State University), este valioso auxiliar contiene material que le ayudará al estudiante a organizar su tiempo de estudio, ejercitar sus habilidades de resolución de problemas y autoexaminarse. Para cada sección del capítulo, el autor señala objetivos de estudio y añade un resumen del texto correspondiente. Después del resumen aparece una serie de problemas con soluciones detalladas. Cada capítulo trae preguntas verdadero-falso y exámenes con respuestas al final.

*El material auxiliar está disponible en inglés. Para mayor información, póngase en contacto con un representante de McGraw-Hill.

e-Text 2.0

El e-Text interactivo es un recurso excitante para el estudiante que combina material impreso de McGraw-Hill, multimedia, materiales de estudio y algunos otros basados en la *Web*, todo en un CD-ROM de fácil acceso. Esta herramienta invaluable se ajusta a los estilos de aprendizaje y complementa el texto impreso. Proporciona una experiencia de aprendizaje no lineal mediante el uso de animaciones, audio y arte, así como materiales basados en la *Web* y algunos otros que ayudan a los estudiantes a organizar su estudio. Las siguientes características ilustran los beneficios del e-Text:

- El libro y los archivos de guía de estudio PDF están vinculados. Esto incluye el texto, arte y fotografías, además de las mejores animaciones.
- Los vínculos facilitan la investigación en la *Web*.
- Un recurso de búsqueda sirve a los estudiantes para mejorar su estudio, al permitirles localizar el contenido deseado en forma fácil y rápida.
- El CD híbrido es compatible tanto con plataformas Macintosh como Windows.
- Los programas requeridos, Acrobat Reader y QuickTime, vienen en el CD-ROM.
- Los *bookmarks*, que aparecen en el lado izquierdo de la pantalla, numeran todos los vínculos disponibles en esa página.
- Los vínculos del menú principal se encuentran en la parte inferior de cada pantalla y en la sección de *bookmark*.
- La página de ayuda brinda una explicación de las características de esta herramienta.
- Los términos en negritas vinculan las definiciones del glosario.

ChemSkill Builder

Creado por Electronic Homework Systems, este CD-ROM de gran utilidad genera preguntas para los estudiantes sobre cada tema del curso de química general. Las preguntas se presentan al azar con una constante mezcla de variables, de modo que dos estudiantes nunca recibirán las mismas preguntas. Proporciona retroalimentación para los estudiantes cuando sus respuestas son incorrectas y las respuestas pueden ser remitidas al profesor para que las califique.

CyberChem CD-ROM

Los creadores de este recurso son Maha Ashour-Abdalla (University of California at Los Angeles) y Raymond Chang. El novedoso CD-ROM provee un paquete de estudio interactivo y tutorial para el curso de química general. Contiene 60 animaciones de conceptos, 25 simulaciones interactivas de laboratorio y 25 animaciones centradas en aplicaciones del mundo real, junto con módulos de resolución interactiva paso a paso y cuestionarios. CyberChem viene con secciones conceptuales hipervinculadas basadas en los capítulos de *Química*. Además, sin importar en qué parte del programa se encuentren, los estudiantes tendrán acceso a una tabla periódica hipervinculada, con fotografías, información sobre los elementos, una función de búsqueda y referencias cruzadas. ¡Se han vendido más de 59 000 copias!

Schaum's Outline of College Chemistry

Se trata de un recurso desarrollado por Jerome Rosenberg (Michigan State University) y Lawrence Epstein (University of Pittsburgh). Esta valiosa herramienta proporciona a los estudiantes cientos de problemas resueltos y complementarios para el curso de química general.

Reconocimientos

Quiero agradecer a las siguientes personas, cuyos comentarios fueron de gran ayuda para mí al preparar esta revisión:

- | | | | |
|--------------------------|--|---------------------|---|
| Susmita Acharya | <i>Cardinal Stritch University</i> | Paul Karr | <i>Wayne State College</i> |
| Klaus Adam | <i>Galveston College</i> | Michael Ketterer | <i>Northern Arizona University</i> |
| Alexander Altman | <i>St. Joseph's College</i> | Igor Khudyakov | <i>Catawba Valley Community College</i> |
| Christopher Anukwuem | <i>Prairie View A & M University</i> | Pamela Kimbrough | <i>Chaffey College</i> |
| Marsi E. Archer | <i>Missouri Southern State University</i> | Sr. Beata Knoedler | <i>Springfield College</i> |
| Satinder Bains | <i>Arkansas State University–Beebe</i> | Robert Kolodny | <i>Armstrong Atlantic State University</i> |
| Stanley Bajue | <i>Medgar Evers College, The City University of New York</i> | Lawrence J. Krebaum | <i>Missouri Valley College</i> |
| Dave Baker | <i>Delta College</i> | Brian Lamp | <i>Truman State University</i> |
| Mufeed Basti | <i>North Carolina A & T State University</i> | Richard F. Langley | <i>Stephen F. Austin State University</i> |
| Terri Beam | <i>Mt. San Antonio College</i> | Andrew Langrehr | <i>Jefferson College</i> |
| Jean Bowdan | <i>Somerset Community College</i> | Richard Lavallee | <i>St. Cloud State University</i> |
| James R. Bowser | <i>State University of New York–Fredonia</i> | Zhaohui Li | <i>University of Wisconsin–Parkside</i> |
| Edward Brown | <i>Lee University</i> | Clarence W. Linsey | <i>Mid America Nazarene University</i> |
| Andrew Burns | <i>Kent State University–Stark</i> | Kirby Lowery, Jr. | <i>Wharton County Junior College</i> |
| Stuart Burris | <i>Belmont University</i> | Jeffrey D. Madura | <i>Duquesne University</i> |
| G. Lynn Carlson | <i>University of Wisconsin–Parkside</i> | Ruhullah Massoudi | <i>South Carolina State University</i> |
| Lisa Emily Chirlian | <i>Bryn Mawr College</i> | Mark Masthay | <i>Murray State University</i> |
| Paul Cohen | <i>The College of New Jersey</i> | Lyle V. McAfee | <i>The Citadel</i> |
| Harry Conley | <i>Murray State University</i> | Brian McBurnett | <i>Northern Arizona University</i> |
| Wheeler Conover | <i>Southeast Community College</i> | Michael McClure | <i>Hopkinsville Community College</i> |
| Felicia Corsaro-Barbieri | <i>Gwynedd-Mercy College</i> | Daniel M. McInnes | <i>East Central University</i> |
| Philip W. Crawford | <i>Southeast Missouri State University</i> | Jack F. McKenna | <i>St. Cloud State University</i> |
| Bill Davis | <i>University of Texas–Brownsville</i> | Michael Moran | <i>West Chester University</i> |
| Son Do | <i>University of Louisiana–Lafayette</i> | Richard Nafshun | <i>Oregon State University</i> |
| Michael Eastman | <i>Northern Arizona University</i> | David Newman | <i>Bowling Green State University</i> |
| Eldon Eckard | <i>Bainbridge College</i> | William R. Oliver | <i>Northern Kentucky University</i> |
| Richard Fiore | <i>Gateway Community College</i> | Mark Ott | <i>Western Wyoming College</i> |
| Paul A. Flowers | <i>University of North Carolina–Pembroke</i> | H. Blake Otwell | <i>Jacksonville State University</i> |
| Michelle Fossum | <i>Laney College</i> | Cynthia N. Peck | <i>Delta College</i> |
| Andrea Gorczyca | <i>Brookhaven College</i> | David Peitz | <i>Wayne State University</i> |
| G. William Griffin | <i>Bunker Hill Community College</i> | Glenn Petrie | <i>Central Missouri State University</i> |
| Larry D. Groth | <i>Lake Region State College</i> | Walda J. Powell | <i>Meredith College</i> |
| Mildred Hall | <i>Clark State Community College</i> | Sr. Carol Quinn | <i>Dominican College of San Rafael</i> |
| Lois Hansen–Polcar | <i>Cuyahoga Community College–Western Campus</i> | Don Rufus Ranatunga | <i>Oakwood College</i> |
| Ryan Harden | <i>Central Lakes College</i> | Fred Redmore | <i>Highland Community College</i> |
| David Harwell | <i>University of Hawaii</i> | Jeanette K. Rice | <i>Georgia Southern University</i> |
| Shirley Hoenigman | <i>Newman University</i> | Michael A. Russell | <i>Mt. Hood Community College</i> |
| Paul Horton | <i>Indian River Community College</i> | Elaine L. Schalck | <i>Alvernia College</i> |
| Narayan S. Hosmane | <i>Northern Illinois University</i> | Amit Sharma | <i>Columbia Basin College</i> |
| Michael O. Hurst | <i>Georgia Southern University</i> | Joseph F. Sinski | <i>Bellarmino College</i> |
| Ramee Indralingam | <i>Stetson University</i> | Joseph Sneddon | <i>McNeese State College</i> |
| Christine M. Ingersoll | <i>Muhlenberg College</i> | Max Stappler | <i>Queensborough Community College</i> |
| Thomas V. Jeffries | <i>Campbellsville University</i> | James D. Stickler | <i>Allegheny College of Maryland</i> |
| David W. Johnson | <i>University of Dayton</i> | Sam Subramaniam | <i>Miles College</i> |
| Martha R. Joseph | <i>Westminster College</i> | Paris Svoronos | <i>Queensborough Community College of The City University of New York</i> |
| David S. Karpovich | <i>Saginaw Valley State University</i> | Nicholas E. Takach | <i>The University of Tulsa</i> |
| | | Erach R. Talaty | <i>Wichita State University</i> |

Agnes Tenney *University of Portland*
 Tanya B. To *Peninsula College*
 Richard S. Treptow *Chicago State University*
 Shashi Unnithan *Front Range Community College*
 Phillip D. Voegel *Midwestern State University*
 Elizabeth Mahan Wallace *Eastern Oklahoma State University*
 Mark Waner *John Carroll University*

Randall Wanke *Augustana College*
 Neil H. Weinstein *Santa Fe Community College*
 Daniel J. Williams *Kennesaw State University*
 Anthony Wren *Butte College*
 Robert S. Yolles *De Anza College*
 Chewki Ziani-Cherif *Florida Community College-Kent*
 Susan Moyer Zirpoli *Slippery Rock University*
 Lisa Zuraw *The Citadel*

Las siguientes personas revisaron el material vía Inquisite:

Michael R. Adams *Xavier University of Louisiana*
 Robert Allendoerfer *State University of New York-Buffalo*
 Patricia Amateis *Virginia Tech*
 Salah Blaih *Kent State University-Trumbull*
 Paul Charlesworth *Michigan Technological University*
 Jenny S. Chen *Mt. San Antonio College*
 Harry Conley *Murray State University*
 Daryl J. Doyle *Kettering University*
 Bill Durham *University of Arkansas*
 Evelyn Erenrich *Rutgers University*
 Ed Farquhar *Northwest Missouri State University*

David W. Grainger *Colorado State University*
 Palmer Graves *Florida International University*
 David O. Harris *University of California-Santa Barbara*
 Grant N. Holder *Appalachian State University*
 Stephen A. Matchett *Grand Valley State University*
 William H. McMahan *Mississippi State University*
 Grace Ann Neff *California Polytechnic State University*
 John H. Smith *University of Maryland-Baltimore County*
 David R. Wirz *University of California-Riverside*

Agradezco a Norbert Pienta, de la University of Iowa, y a los siguientes estudiantes su participación como grupo de enfoque:

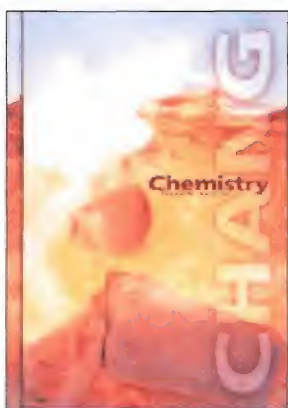
Sara Juvenal, Georgette Stern, Crystal Panages, Emilie Lough, Gina Patnaik, Whitney Milligan, Brad Conlan, Scott Marsh, Ryan Loukota, Nathan Reckman y Gabriel D'Amore.

Asimismo, a Dick Morel, su invaluable asistencia con el programa de arte. Las animaciones de Brandon Cruickshank ayudarán mucho a los estudiantes a visualizar conceptos abstractos. Como siempre, me beneficié mucho de las discusiones con mis colegas en el Williams College y de la correspondencia con muchos profesores de Estados Unidos y de otros países.

Es un placer reconocer el apoyo que me brindaron los siguientes miembros de la División de Universidades de McGraw-Hill: Jennifer Bensink, Kevin Kane, Marty Lange, Craig Marty, Sherry Padden, Tami Petsche, James Smith y Thomas Timp. En particular, quiero mencionar a Gloria Schiesl, quien supervisó la producción; a Stuart Paterson, por el diseño del libro, y a John Leland, por la búsqueda de material fotográfico. Kent Peterson, el editor de química, me brindó consejo y apoyo siempre que lo necesité. Mi respeto para él aumenta con cada nuevo proyecto. Por último, mi especial agradecimiento a Suzanne Guinn, editora de desarrollo, por su entusiasmo, aliento y supervisión en cada paso de la elaboración del libro.

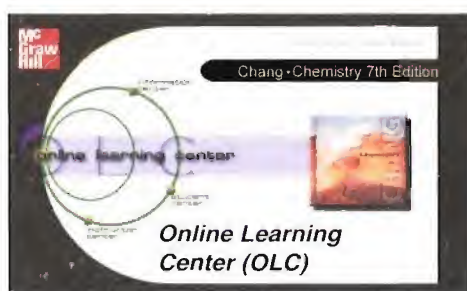
Medios disponibles

Esta sección se encarga de presentar los medios electrónicos que apoyan a la séptima edición de *Química* y muestra cómo conviene formar un paquete con ellos. Utilice los que más se ajusten a sus necesidades o ¡todos! Consulte las páginas xxiv-xxviii para tener una descripción completa de todos los productos.



McGraw Hill e-Text

El libro es la base de todas las herramientas del curso. Utilice el texto impreso o el e-Text, que incluye muchas de las herramientas que se presentan a continuación o se vincula con ellas.



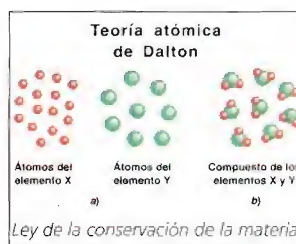
El Online Learning Center (OLC) es un sitio Web seguro y específico para el profesor acerca del libro.

Es la puerta abierta a una biblioteca de recursos para los profesores y los estudiantes, a quienes les permite tener acceso a casi todos los medios de *Química*, séptima edición. Asimismo, viene con exámenes de autoevaluación, recursos, flashcards de términos clave con pronunciación en audio y más. ¡Consúltelo!

Medios para el profesor



Esta guía explica los recursos disponibles y proporciona sugerencias para utilizar los medios de manera eficiente en el salón de clases.



La presentación en PowerPoint, organizada por capítulo y sección, está lista para su exposición en el salón de clases. Se trata de una conferencia interesante que va más allá de la presentación realizada en *Química*, séptima edición.



El contenido disponible específicamente para usuarios de WebCT, incluye:

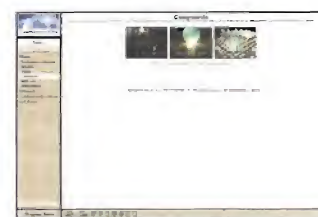
- Guía interactiva de estudio para el estudiante
- Cuestionarios
- Tareas para hacer en casa

Medios para el estudiante



Essential Study Partner (ESP)

Es una herramienta esencial de repaso, interacción y autoevaluación. Los estudiantes tienen acceso a todo el ESP o a cada capítulo de la séptima edición de *Química* para realizar un repaso básico de los conceptos esenciales en 10 unidades.



Las animaciones ESP permiten a los estudiantes observar la actividad detrás de los conceptos químicos.

También vienen en el e-Text.



Las siguientes herramientas están disponibles en el OLC o en un cartucho:

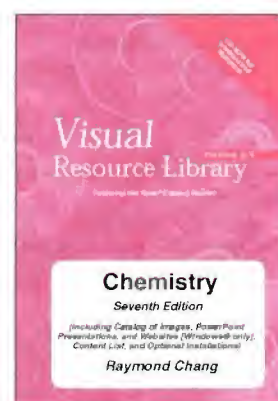
- Química, séptima edición, Test Bank
- Instructor's Solutions Manual (problemas impares de este manual)
- Instructor's Manual



- Imágenes de la Visual Resource Library
- Descripciones de animaciones específicas
- Vínculo del Essential Study Partner con la página principal
- Lista de las preguntas más frecuentes en torno a Chemistry Animations VRL



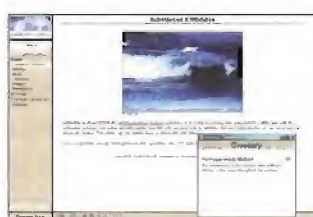
El CD-ROM incluye más de 300 animaciones que pueden utilizarse directamente o incluirse en su exposición.



Trae archivos electrónicos de imágenes a todo color en el texto. Utilice las imágenes o las presentaciones en PowerPoint diseñadas para cada capítulo.



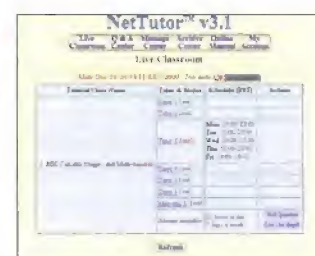
Motiva a los estudiantes a probar su nivel de comprensión y proporciona una manera divertida de repasar los conceptos.



Los términos clave vienen con definiciones y audio para mejorar la pronunciación, con la finalidad de que los estudiantes se familiaricen con el lenguaje de la química. También se incluye en el e-Text.

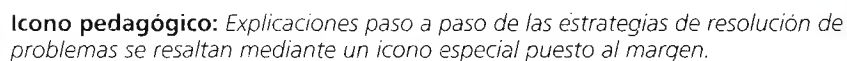
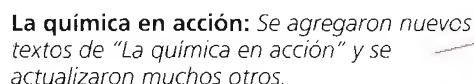
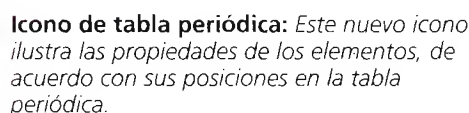
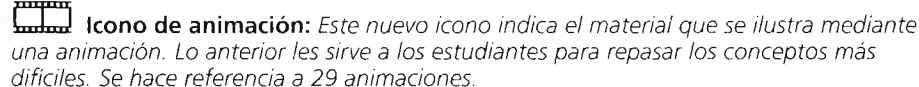
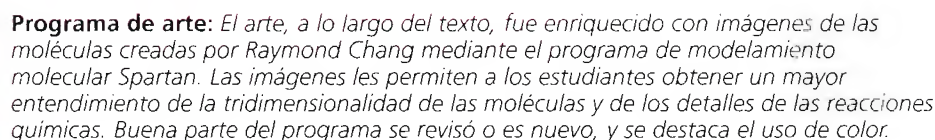


Las sesiones e-Learning basadas en Química, séptima edición, vienen con animaciones y ejercicios interactivos del ESP. Lo anterior permite un repaso fácil, con apoyos visuales del contenido de cada capítulo. A todas las animaciones en la sesión e-Learning se les agregó un breve cuestionario.

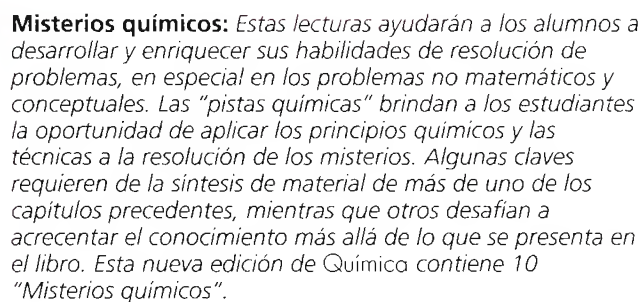
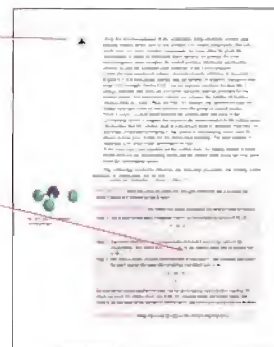


Haga un clic en NetTutor cuando necesite ayuda adicional para resolver algún problema del final de capítulo.

Una guía para la séptima edición



Ejemplos trabajados y ejercicios: El estudio cuidadoso de ejemplos resueltos y numerados a lo largo de cada capítulo les ayudará a los estudiantes a desarrollar sus habilidades de resolución de problemas. El ejercicio que sigue a cada ejemplo les permite a los estudiantes comprobar su habilidad para resolver el tipo de problema ilustrado en el ejemplo. Las respuestas a los ejercicios se encuentran al final de cada capítulo, después de las preguntas y los problemas. El número de un problema similar se indica en el margen, junto al ejemplo, para propiciar la práctica adicional. Muchos de los ejemplos expuestos se revisaron de tal modo que es posible seguir con claridad los pasos de su resolución.



Química: el estudio de los cambios



Los tres estados de la materia. Una varilla caliente transforma el hielo en agua y vapor.

Introducción

La química es una ciencia activa y en continuo crecimiento; tiene una importancia fundamental para nuestro mundo, tanto en el ámbito de la naturaleza como de la sociedad. Sus orígenes son muy antiguos, pero como se verá pronto, es también una ciencia moderna.

El estudio de la química empezará en un nivel macroscópico, en el cual se puede observar y medir los materiales de los que está formado el universo. En este capítulo se analizará el método científico, que proporciona los cimientos para la investigación no sólo en la química, sino en todas las demás ciencias. A continuación se estudiará cómo los científicos definen y caracterizan a la *materia*; luego se analizarán los sistemas de medición que se utilizan en el laboratorio. Finalmente, se dedicará un tiempo al aprendizaje del manejo de los resultados de las mediciones químicas y a la resolución de problemas. En el capítulo 2 se empezará a explorar el mundo microscópico de los átomos y las moléculas.

- 1.1** Química: una ciencia para el siglo XXI
- 1.2** El estudio de la química
- 1.3** El método científico
- 1.4** Clasificación de la materia
- 1.5** Los tres estados de la materia
- 1.6** Propiedades físicas y químicas de la materia
- 1.7** Mediciones
- 1.8** El manejo de los números
- 1.9** El método del factor unitario para la resolución de problemas



Los caracteres chinos para la química significan "el estudio del cambio".

1.1 Química: una ciencia para el siglo xxi

La *química* es el estudio de la materia y de los cambios que experimenta. Es muy frecuente que a la química se le considere la ciencia central, ya que para los estudiantes de biología, física, geología, ecología y otras disciplinas, es esencial tener un conocimiento básico de la química. En efecto, la química es fundamental para nuestro estilo de vida; sin ella, tendríamos una vida más efímera en el sentido de vivir en condiciones primitivas: sin automóviles, electricidad, computadoras, discos compactos (CD) y muchos otros satisfactores cotidianos.

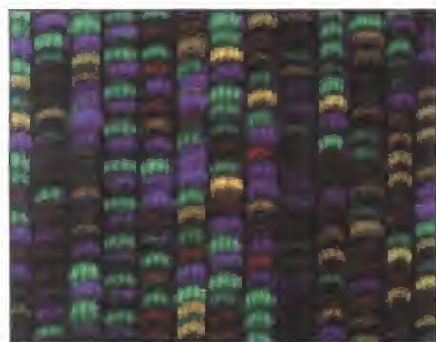
Aunque la química es una ciencia ancestral, sus fundamentos modernos se instituyeron en el siglo XIX, cuando los avances tecnológicos e intelectuales permitieron a los científicos separar sustancias en componentes aun más pequeños y, por consiguiente, explicar muchas de sus características físicas y químicas. El rápido desarrollo de una tecnología cada vez más sofisticada a lo largo del siglo XX, ha proporcionado incluso más medios para estudiar cosas que no pueden verse a simple vista. Mediante el uso de computadoras y microscopios electrónicos, los químicos pueden analizar, por ejemplo, la estructura de los átomos y las moléculas, unidades fundamentales en las que se basa el estudio de la química, así como diseñar nuevas sustancias con propiedades específicas, como fármacos y productos que hagan más agradable el ambiente del consumidor.

A medida que avanza el siglo XXI, es conveniente preguntarse qué parte de ciencia fundamental tendrá la química en este siglo. Es casi seguro que conservará una función fundamental en todas las áreas de la ciencia y la tecnología. Antes de empezar con el estudio de la materia y su transformación, se considerarán algunas de las fronteras que los químicos están explorando actualmente (figura 1.1). Cualesquiera que sean las razones para tomar un curso introductorio de química, al adquirir un buen conocimiento en este tema se podrá apreciar mejor su impacto en la sociedad y en los individuos.

Salud y medicina

Tres logros principales en el siglo pasado han permitido prevenir y tratar las enfermedades: las medidas de salud pública que establecen los sistemas de sanidad para proteger de enfermedades infecciosas a gran cantidad de gente; la cirugía con anestesia, que permite a los médicos curar casos potencialmente fatales, como una apendicitis, y la introducción de vacunas y antibióticos que hacen posible prevenir la diseminación de enfermedades microbianas. La terapia génica promete ser la cuarta revolución en la medicina. (Un gen es la unidad fundamental de la herencia.) Varios miles de situaciones conocidas, que incluyen la fibrosis quística y la hemofilia, son ocasionadas por un daño heredado a un solo gen. Muchos otros padecimientos, como cáncer, enfermedades cardiovasculares, SIDA y artritis, provocan que el daño se propague a uno o más genes implicados en las defensas del organismo. En la terapia génica, un gen sano seleccionado se introduce a la célula de un paciente para curar o aliviar estos trastornos. Para llevar a cabo este procedimiento, un médico debe tener un conocimiento sólido de las propiedades químicas de los componentes moleculares que están implicados. El conocimiento del genoma humano, que contiene todo el material genético de nuestro cuerpo y una función esencial en terapia génica, se apoya fuertemente en las técnicas químicas.

En la industria farmacéutica, los químicos investigan fármacos potentes con pocos o nulos efectos colaterales para tratar el cáncer, SIDA y muchas otras enfermedades, así como fármacos para aumentar el número de trasplantes exitosos de órganos. En una escala más amplia, los adelantos en el conocimiento de los mecanismos del envejecimiento llevarán a una vida más prolongada y saludable para la población mundial.



a)



b)



c)



d)

FIGURA 1.1 a) Parte final de un equipo secuenciador de DNA. Cada carril muestra la secuencia (que se indica con diferentes colores) que se obtiene de muestras separadas de DNA. b) Celdas fotovoltaicas. c) Una oblea de silicio en proceso de fabricación. d) La hoja de la izquierda proviene de una planta de tabaco que no se sometió a modificación genética y se expuso a la acción de los gusanos del tabaco. La hoja de la derecha se modificó genéticamente y apenas la atacaron los gusanos. Se podría aplicar la misma técnica para proteger las hojas de otros tipos de plantas.

La energía y el ambiente

La energía es un producto secundario de muchos procesos químicos, y a medida que la demanda de energía va en aumento tanto en los países con tecnología avanzada, por ejemplo Estados Unidos de América, como en aquellos que están en desarrollo, como China, los químicos trabajan afanosamente para encontrar nuevas fuentes de energía. Actualmente las principales fuentes de energía más comunes son los combustibles fósiles (carbón, petróleo y gas natural). A la velocidad actual de consumo, se estima que las reservas de estos combustibles alcanzarán para otros 50 o 100 años, de ahí la urgencia para encontrar fuentes alternativas de energía.

La energía solar promete ser una fuente viable de energía para el futuro. Cada año la superficie de la Tierra recibe de la luz solar alrededor de 10 veces la energía contenida en todas las reservas conjuntas conocidas de carbón, aceite, gas natural y uranio. Sin embargo, mucha de esta energía es “desperdiciada” porque se vuelve a reflejar al espacio. Los enormes esfuerzos realizados en investigación durante los últimos 30 años, mostraron que la energía solar puede aprovecharse eficientemente de dos maneras. Una es la transformación directa de la luz solar en electricidad mediante el uso de dispositivos denominados *celdas fotovoltaicas*. La otra consiste en utilizar la luz solar para obtener hidrógeno a partir del agua. El hidrógeno generado alimenta posteriormente a una *celda combustible* para generar electricidad. Aunque han aumentado los conocimientos en los procesos científicos para convertir la energía solar a electricidad, la tecnología aún no se ha perfeccionado hasta el punto de que pueda producir electricidad a gran escala a un costo económicamente aceptable. Sin embargo, se proyecta que para el año 2050 la energía solar contribuirá con poco más del 50% para satisfacer las necesidades energéticas del mundo.

Otra fuente potencial de energía es la fisión nuclear, pero debido a la preocupación por los desechos radiactivos de los procesos de fisión para el ambiente, el futuro de la

industria nuclear en Estados Unidos de América es incierto. Los químicos pueden ayudar a desarrollar mejores métodos para la eliminación de los desechos nucleares. La fusión nuclear, proceso que ocurre en el Sol y otras estrellas, genera enormes cantidades de energía sin producir demasiados desechos radiactivos peligrosos. Dentro de unos 50 años, la fusión nuclear probablemente será una fuente sustancial de energía.

La producción y utilización de energía están estrechamente relacionadas con la calidad del ambiente. La desventaja principal de los combustibles fósiles es que, al quemarse, desprenden dióxido de carbono, un *gas de invernadero* (es decir, que promueve el calentamiento de la atmósfera terrestre), además de dióxido de azufre y óxidos de nitrógeno, lo que ocasiona lluvia ácida y smog. (El aprovechamiento de la energía solar no tiene tales efectos dañinos para el ambiente.) Los automóviles que consuman un combustible eficaz y que estén provistos de convertidores catalíticos más eficientes, ayudarán a reducir en forma drástica las perniciosas emisiones de los automóviles y a mejorar la calidad del aire en áreas con demasiado tráfico. Adicionalmente deberá predominar el uso de automóviles eléctricos equipados con baterías de larga duración, con lo cual también disminuirá la contaminación del aire.

Materiales y tecnología

En el siglo XX la investigación y el desarrollo de la química han dado nuevos materiales para mejorar notoriamente la calidad de vida, y contribuido con infinitud de métodos, al avance de la tecnología. Algunos ejemplos son los polímeros (incluidos el caucho y el nailon), la cerámica (como los utensilios de cocina), los cristales líquidos (como los de las pantallas electrónicas), los adhesivos (utilizados en el papel para notas), y los materiales de recubrimiento (por ejemplo, pinturas vinílicas).

¿Qué otros avances tecnológicos se esperan para el futuro inmediato? Una posibilidad son los materiales *superconductores* a temperatura ambiente. La electricidad se transporta por cables de cobre que no son conductores perfectos y, por consiguiente, se pierde, en forma de calor, alrededor del 20% de la energía eléctrica entre la planta de energía y el hogar, lo cual es un enorme desperdicio. Los superconductores son materiales que no tienen resistencia eléctrica y, por tanto, pueden conducir la electricidad sin pérdida de energía. Aunque se conoce desde hace 80 años el fenómeno de superconductividad a muy bajas temperaturas (más de 400 grados Fahrenheit por debajo del punto de congelación del agua) no fue sino hasta mediados de la década de 1980 cuando se logró un avance importante al demostrar que es posible fabricar materiales que se comportan como superconductores a (o casi) la temperatura ambiente. En esta búsqueda, ha sido importante la contribución de los químicos en el diseño y la síntesis de nuevos materiales que prometen ser útiles. En los próximos 30 años se verán superconductores de alta temperatura aplicados a gran escala en imágenes de resonancia magnética (IRM), en trenes elevados y en fusión nuclear.

Si se tuviera que mencionar un avance tecnológico que haya moldeado la vida más que ningún otro, ése sería la computadora. La "máquina" que dirige la constante revolución de las computadoras, es el microprocesador, diminuto chip de silicio que ha inspirado incontables inventos, como las computadoras portátiles y los equipos de fax. La eficiencia de un microprocesador se juzga por la velocidad con la que hace operaciones matemáticas, como la adición. El ritmo del progreso es tal que, desde su introducción, los microprocesadores han duplicado su velocidad cada 18 meses. La calidad de cualquier microprocesador depende de la pureza del chip de silicio y de la habilidad para añadir la cantidad necesaria de otras sustancias, por lo cual los químicos desempeñan una función importante en la investigación y en el desarrollo de los chips de silicio. Para el futuro, los científicos han empezado a explorar la posibilidad de la "computación molecular"; es decir, reemplazar el silicio con moléculas. Las ventajas de esto son que a ciertas moléculas se les puede inducir para que respondan a la luz y no a los electrones, de tal manera que en vez de computadoras electrónicas se tendrían computadoras ópti-

cas. Con la ingeniería genética apropiada, los científicos pueden sintetizar dichas moléculas utilizando microorganismos en lugar de grandes fábricas. Las computadoras ópticas también podrían tener una capacidad de memoria mucho mayor que las electrónicas.

Alimentos y agricultura

¿Cómo se podría lograr alimentar a la población mundial que aumenta con rapidez? En los países pobres, la agricultura ocupa alrededor de 80% de la fuerza laboral y la mitad del presupuesto de una familia promedio se gasta en comestibles. Ésta es una tremenda derrama de los recursos de una nación. Los factores que afectan la producción agrícola son la riqueza del suelo, los insectos y las enfermedades que dañan a los cultivos y la maleza que compite por los nutrientes. Además de la irrigación, los granjeros dependen de los fertilizantes y de los pesticidas para aumentar el rendimiento de los cultivos. Desde 1950, se ha utilizado la aplicación indiscriminada de potentes productos químicos para el tratamiento de los cultivos que son atacados por plagas. Con frecuencia, estas medidas han tenido graves efectos en el ambiente; aun el uso excesivo de fertilizantes es dañino para la tierra, el agua y el aire.

Para satisfacer las demandas de alimentación del siglo XXI, deben idearse nuevas estrategias para la agricultura. Ya se ha demostrado que, por medio de la biotecnología, es posible obtener cultivos más abundantes y de mejor calidad. Estas técnicas pueden aplicarse a diferentes productos agrícolas, no sólo para mejorar la producción, sino también para aumentar las cosechas anuales. Por ejemplo, se sabe que un tipo de bacteria produce una molécula proteica que es tóxica para las orugas. Al incorporar en los cultivos el gen que codifica esta toxina, las plantas pueden protegerse por sí mismas sin necesidad de utilizar pesticidas. Los científicos también han encontrado un modo de prevenir la reproducción de la plaga de insectos. Los insectos se comunican entre sí al producir y reaccionar ante moléculas especiales llamadas feromonas. Con la identificación y síntesis de las feromonas implicadas en el apareamiento de los insectos, es posible interferir con el ciclo reproductivo normal de las plagas comunes; por ejemplo, se puede inducir el apareamiento temprano de los insectos o engañar a las hembras para que se apareen con machos estériles. Además, los químicos tienen la posibilidad de idear los medios para aumentar la producción de fertilizantes que sean menos nocivos para el ambiente, así como producir sustancias que eliminen selectivamente a las hierbas nocivas.

1.2 El estudio de la química

En comparación con otros temas, es común creer que la química es más difícil, al menos en el nivel introductorio. Hay algo de justificación para esta creencia: por un lado, la química tiene un vocabulario muy especializado. Sin embargo, aunque para el lector este curso de química fuera el primero, en realidad está más familiarizado con el tema de lo que piensa. En todas las conversaciones se escuchan términos que tienen relación con la química, aunque no se utilicen en el sentido científico correcto. Algunos ejemplos son "electrónica", "salto cuántico", "equilibrio", "catalizador", "reacción en cadena" y "masa crítica". Además, cuando alguien cocina alimentos, ¿está haciendo química! Por la experiencia adquirida en la cocina, se sabe que el aceite y el agua no se mezclan y que el agua se evapora cuando se hierve en la estufa. Los principios de la química y de la física se aplican cuando se utiliza bicarbonato de sodio para fermentar el pan, se elige una olla de presión para reducir el tiempo de cocción de la sopa, se añade ablandador de carne a un asado, se exprime jugo de limón a las rebanadas de peras para evitar que se pongan cafés o al pescado para quitarle su olor, o cuando se añade vinagre al agua en los huevos escalfados. Todos los días observamos estos cambios sin pensar en su naturaleza quími-

FIGURA 1.2 Un automóvil con la carrocería muy oxidada. La corrosión del hierro cuesta, a la economía de Estados Unidos, decenas de miles de millones de dólares cada año.



ca. El propósito de este texto es hacer que el lector piense como un químico, que busque en el *mundo macroscópico*, las cosas que podemos ver, tocar y medir directamente, y que visualice las partículas y acontecimientos del *mundo microscópico* que no se pueden experimentar sin la tecnología moderna y sin la imaginación.

Al principio, a algunos estudiantes les parecerá confuso que su instructor de química y los libros de texto parecen ir y venir entre el mundo macroscópico y el microscópico. Sólo debe tenerse en cuenta que los datos de la mayoría de las investigaciones químicas, provienen de observaciones de fenómenos a gran escala; pero las explicaciones por lo general se encuentran en lo que no se ve, y en parte, en el mundo microscópico imaginado de los átomos y de las moléculas. En otras palabras, los químicos con frecuencia *ven* una cosa (en el mundo macroscópico) y *piensan* otra (en el mundo microscópico). Por ejemplo, al observar la carrocería oxidada del automóvil de la figura 1.2, un químico podría pensar en las propiedades fundamentales de los átomos individuales de hierro y cómo interactúan estas unidades con otros átomos y moléculas para producir el cambio observado.

1.3 El método científico

Todas las ciencias, incluidas las sociales, utilizan variantes de lo que se denomina el **método científico**, un enfoque sistemático para la investigación. Por ejemplo, un psicólogo que quiere saber cómo afecta el ruido la capacidad de las personas para aprender química, y un químico interesado en medir el calor liberado cuando se quema hidrógeno en presencia de aire, seguirán más o menos el mismo procedimiento para llevar a cabo sus investigaciones. El primer paso es definir con claridad el problema; el siguiente radica en desarrollar experimentos, hacer observaciones cuidadosas y anotar la información o *datos* del sistema, que es la parte del universo que se investiga. (En los dos ejemplos anteriores, los sistemas son el grupo de gente que estudiarán los psicólogos y una mezcla de hidrógeno y aire.)

Los datos obtenidos en una investigación pueden ser tanto **cualitativos**, es decir, *observaciones generales acerca del sistema*, como **cuantitativos**, que consisten en *números obtenidos al hacer diversas mediciones del sistema*. En general, los químicos utilizan símbolos estandarizados y ecuaciones para anotar sus mediciones y observacio-



FIGURA 1.3 Los tres niveles del estudio de la química y su relación. La observación se refiere a sucesos en el mundo macroscópico; los átomos y las moléculas constituyen el mundo microscópico. La representación es la descripción científica abreviada de un experimento por medio de símbolos y ecuaciones químicas. Los químicos utilizan su conocimiento sobre los átomos y moléculas para explicar el fenómeno observado.

nes. Esta forma de representación no sólo simplifica el proceso de llevar los registros, sino que también forma la base común para la comunicación con otros químicos.

Una vez que los experimentos se han completado y se cuenta con los datos suficientes, el siguiente paso en el método científico es la interpretación, lo que significa que los científicos intentan explicar el fenómeno observado. Con fundamento en los datos reunidos, el investigador formula una *hipótesis*, es decir, una explicación tentativa para una serie de observaciones. Se programan otros experimentos para probar la validez de la hipótesis en tantas formas como sea posible, y el procedimiento empieza de nuevo. En la figura 1.3 se resumen las principales etapas del proceso de investigación.

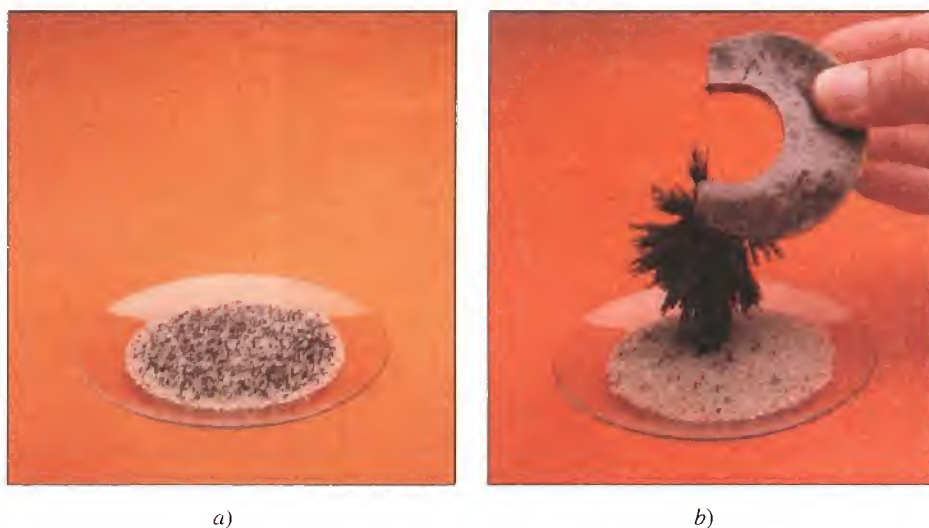
Una vez que se haya reunido una cantidad suficiente de datos, es aconsejable resumir la información en forma concisa, como una ley. En la ciencia, una *ley* es un enunciado conciso, verbal o matemático, de una relación entre fenómenos que siempre se repite bajo las mismas condiciones. Por ejemplo, la segunda ley del movimiento formulada por Sir Isaac Newton, conocida desde el nivel bachillerato, establece que la fuerza es igual a la masa por la aceleración ($F = ma$). El significado de esta ley es que un aumento en la masa o en la aceleración de un objeto siempre llevará a un aumento proporcional de su fuerza; y por el contrario, una disminución en la masa o en la aceleración, siempre se acompañará de una disminución de la fuerza.

Las hipótesis que resisten muchas pruebas experimentales para verificar su validez se convierten en teorías. Una *teoría* es un principio unificador que explica un grupo de hechos y las leyes que se basan en éstos. Las teorías también son probadas constantemente. Si con los experimentos se demuestra que una teoría es incorrecta, entonces deberá descartarse o modificarse hasta que sea congruente con las observaciones experimentales. Aprobar o descartar una teoría puede llevar años o incluso siglos; es posible que esto se deba en parte a que no se cuenta con la tecnología adecuada. Un ejemplo concreto es la teoría atómica, que se estudiará en el capítulo 2. Llevó más de 2 000 años demostrar este principio fundamental de la química propuesto por Demócrito, un filósofo de la antigua Grecia. Un ejemplo más actual es la teoría del Big Bang acerca del origen del universo, que se estudia en la página 12.

El progreso científico rara vez se logra en una forma rígida, paso a paso. En ocasiones una ley precede a una teoría; otras veces sucede lo contrario. Quizá dos científicos empiecen a trabajar en un proyecto con exactamente el mismo objetivo, pero al final, pueden tomar direcciones distintas por completo. Los científicos, después de todo, son humanos, y en sus formas de pensar y de trabajar influyen sus antecedentes, su entrenamiento y personalidad.

El desarrollo de la ciencia ha sido irregular y algunas veces ilógico. Los grandes descubrimientos suelen ser producto de las contribuciones y experiencia acumulada de muchos investigadores, aunque el crédito por haber formulado una ley o una teoría por lo general se otorga a un solo individuo. Existe, por supuesto, una cierta dosis de suerte en los descubrimientos científicos, pero se ha dicho que “la suerte favorece a las mentes preparadas”. Corresponde a una persona preparada y alerta reconocer el significado de un descubrimiento accidental y obtener el máximo provecho de ello. La mayor parte de las veces, el público sólo conoce los acontecimientos científicos espectaculares. Sin embargo, por cada historia exitosa existen cientos de casos en los que los científicos han pasado años trabajando en proyectos que finalmente terminaron siendo infructuosos, o en los que los resultados exitosos vinieron sólo después de muchos errores y en forma tan lenta que no fueron tan celebrados por el mundo. No obstante, hasta las

FIGURA 1.4 Separación de virutas de hierro de una mezcla heterogénea. La misma técnica se utiliza a gran escala para separar hierro y acero de objetos no magnéticos como aluminio, vidrio y plástico.



investigaciones infructuosas también contribuyen al avance continuo del conocimiento del universo. Es el amor por la investigación lo que mantiene a muchos científicos en el laboratorio.

1.4 Clasificación de la materia

Al principio del capítulo se definió la química como el estudio de la materia y los cambios que experimenta. La **materia** es *cualquier cosa que ocupa un espacio y que tiene masa*. La materia es cualquier cosa que se puede ver y tocar (como agua, tierra y árboles) o no (como el aire). Así, cada cosa del universo tiene una relación “química”.

Los químicos distinguen varios subtipos de materia según su composición y propiedades. La clasificación de la materia comprende las sustancias, las mezclas, los elementos y los compuestos, así como los átomos y las moléculas, que se estudiarán en el capítulo 2.

Sustancias y mezclas

Una **sustancia** es una forma de materia que tiene una composición definida (constante) y propiedades características. Algunos ejemplos son el agua, el amoníaco, el azúcar (sacarosa), el oro y el oxígeno. Las sustancias difieren entre sí en su composición y pueden identificarse por su apariencia, olor, sabor y otras propiedades.

Una **mezcla** es una combinación de dos o más sustancias en la cual las sustancias conservan sus propiedades características. Algunos ejemplos familiares son el aire, las bebidas gaseosas, la leche y el cemento. Las mezclas no tienen una composición constante, por tanto, las muestras de aire recolectadas de varias ciudades probablemente tendrán una composición distinta debido a sus diferencias en altitud y contaminación, entre otros factores.

Las mezclas pueden ser homogéneas o heterogéneas. Cuando una cucharada de azúcar se disuelve en agua, obtenemos una **mezcla homogénea**, es decir, *la composición de la mezcla es la misma en toda la disolución*. Sin embargo, si se juntan arena y virutas de hierro permanecerán como tales (figura 1.4). Este tipo de mezcla se conoce como **mezcla heterogénea** debido a que su composición no es uniforme.

Cualquier mezcla, ya sea homogénea o heterogénea, se puede formar y volver a separar en sus componentes puros por medios físicos, sin cambiar la identidad de dichos componentes. Así, el azúcar se puede separar de la disolución acuosa al calentar y evaporar la disolución hasta que se seque. Si se condensa el vapor de agua liberado, es posible obtener el componente agua. Para separar los componentes de la mezcla de hierro y arena, se puede utilizar un imán para recuperar las virutas de hierro, ya que el imán no atrae a la arena [véase la figura 1.4b]. Después de la separación, no habrá ocurrido cambio alguno en las propiedades de los componentes de la mezcla.

Elementos y compuestos

Las sustancias pueden ser elementos o compuestos. Un *elemento* es una sustancia que no se puede separar en sustancias más simples por medios químicos. Hasta la fecha, se han identificado 115 elementos, de los cuales 83 se encuentran en forma natural en la Tierra. Los demás se han obtenido por medios científicos a través de procesos nucleares que se estudiarán en el capítulo 23 de este texto.

Por conveniencia, los químicos representan a los elementos mediante símbolos de una o dos letras. La primera letra *siempre* es mayúscula, pero la siguiente siempre es minúscula. Por ejemplo, Co es el símbolo del elemento cobalto, mientras que CO es la fórmula de la molécula de monóxido de carbono. En la tabla 1.1 se muestran los nombres y símbolos de algunos de los elementos más comunes; en la cubierta interior de este texto se da una lista completa de ellos. Los símbolos de algunos elementos derivan de sus nombres en latín, por ejemplo, Au de *aurum* (oro), Fe de *ferrum* (hierro) y Na de *natrium* (sodio), pero la mayoría derivan de su nombres en inglés. En el apéndice 1 se da una lista de los orígenes de los nombres de los elementos y de los científicos que los descubrieron.

Los átomos de la mayoría de los elementos pueden interactuar con otros para formar compuestos. Por ejemplo, el agua se forma por la combustión del hidrógeno gaseoso en presencia de oxígeno gaseoso. El agua tiene propiedades muy diferentes de aquellas de los elementos que le dieron origen; está formada por dos partes de hidrógeno y una parte de oxígeno. Esta composición no cambia, sin importar si el agua proviene de un grifo de Estados Unidos de América, de un lago de Mongolia o de las capas de hielo de Marte. En consecuencia, el agua es un *compuesto*, una sustancia formada por átomos de dos o más elementos unidos químicamente en proporciones definidas. A diferencia de las mezclas, los compuestos sólo pueden separarse en sus componentes puros por medios químicos.

Tabla 1.1 Algunos elementos comunes y sus símbolos

Nombre	Símbolo	Nombre	Símbolo	Nombre	Símbolo
Aluminio	Al	Cromo	Cr	Oro	Au
Arsénico	As	Estaño	Sn	Oxígeno	O
Azufre	S	Flúor	F	Plata	Ag
Bario	Ba	Fósforo	P	Platino	Pt
Bismuto	Bi	Hidrógeno	H	Plomo	Pb
Bromo	Br	Hierro	Fe	Potasio	K
Calcio	Ca	Magnesio	Mg	Silicio	Si
Carbono	C	Manganeso	Mn	Sodio	Na
Cloro	Cl	Mercurio	Hg	Tungsteno	W
Cobalto	Co	Níquel	Ni	Yodo	I
Cobre	Cu	Nitrógeno	N	Zinc	Zn

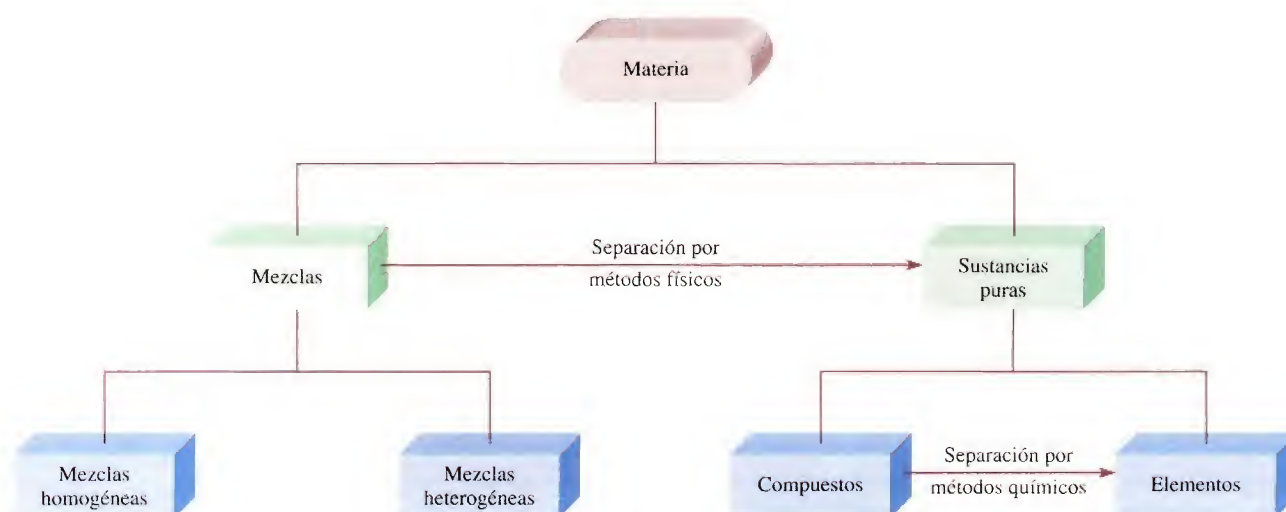


FIGURA 1.5 Clasificación de la materia.

La relación entre elementos, compuestos y otras categorías de la materia, se resumen en la figura 1.5.

1.5 Los tres estados de la materia

Todas las sustancias pueden existir, al menos en principio, en los tres estados: sólido, líquido y gaseoso. Como muestra la figura 1.6, los gases difieren de los sólidos y de los líquidos en la distancia de separación entre las moléculas. En un sólido, las moléculas se mantienen unidas en forma organizada, con poca libertad de movimiento. Las moléculas en un líquido están unidas, pero no en una posición tan rígida, y se pueden mover libremente entre ellas. En un gas, las moléculas están separadas por distancias que son grandes en comparación con el tamaño de las moléculas.

Los tres estados de la materia pueden ser convertibles entre ellos sin que cambie la composición de la sustancia. Un sólido (por ejemplo el hielo) se fundirá por calentamiento y formará un líquido (agua). (La temperatura a la cual sucede esta transición se

FIGURA 1.6 Una visión microscópica de un sólido, un líquido y un gas.

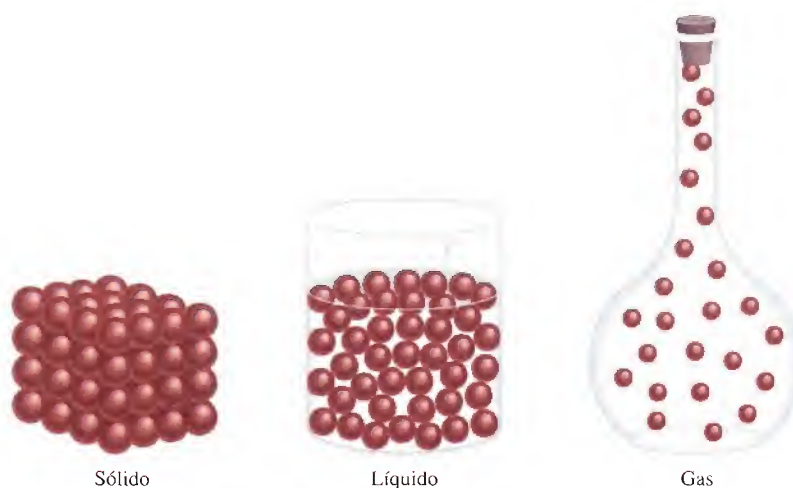




FIGURA 1.7 Los tres estados de la materia. Una varilla caliente transforma el hielo en agua y vapor.

denomina *punto de fusión*.) El calentamiento ulterior convertirá el líquido en gas. (Esta conversión se lleva a cabo en el *punto de ebullición del líquido*.) Por otro lado, el enfriamiento de un gas lo condensará para formar un líquido. Cuando el líquido se enfría aún más, se congelará y se formará un sólido. La figura 1.7 muestra los tres estados del agua.

1.6 Propiedades físicas y químicas de la materia

Las sustancias se caracterizan por sus propiedades y por su composición. El color, punto de fusión y punto de ebullición son propiedades físicas. *Una propiedad física se puede medir y observar sin que cambie la composición o identidad de la sustancia.* Por ejemplo, es posible determinar el punto de fusión del hielo calentando un trozo de él y registrando la temperatura a la cual se transforma en agua. El agua difiere del hielo sólo en apariencia, no en su composición, por lo que este cambio es físico; es posible congelar el agua para recuperar el hielo original. Por tanto, el punto de fusión de una sustancia es una propiedad física. De igual manera, cuando se dice que el helio gaseoso es más ligero que el aire, se hace referencia a una propiedad física.

Por otro lado, el enunciado “el hidrógeno gaseoso se quema en presencia de oxígeno gaseoso para formar agua” describe una *propiedad química* del hidrógeno, ya que *para observar esta propiedad se debe efectuar un cambio químico*, en este caso la combustión. Después del cambio, los gases originales, hidrógeno y oxígeno, habrán desaparecido y quedará una sustancia química distinta, el agua. No es posible recuperar el hidrógeno del agua por medio de un cambio físico como la ebullición o la congelación.

Cada vez que se prepara un huevo cocido se produce un cambio químico. Al ser sometido a una temperatura de aproximadamente 100°C , tanto la clara como la yema experimentan cambios que modifican no sólo su aspecto físico, sino también su composición. Al comerse, cambia otra vez la composición del huevo por efecto de las sustancias presentes en el organismo, denominadas *enzimas*. Esta acción digestiva es otro ejemplo de un cambio químico. Lo que sucede durante la digestión depende de las propiedades químicas tanto de los alimentos como de las enzimas implicadas.



El hidrógeno se quema en presencia del aire para formar agua.

La química en acción

El helio primitivo y la teoría del Big Bang

¿De dónde venimos? ¿Cómo se originó el universo? Los seres humanos se han hecho estas preguntas desde que fueron capaces de razonar. Las investigaciones que se han realizado para responder estas interrogantes son un ejemplo del método científico.

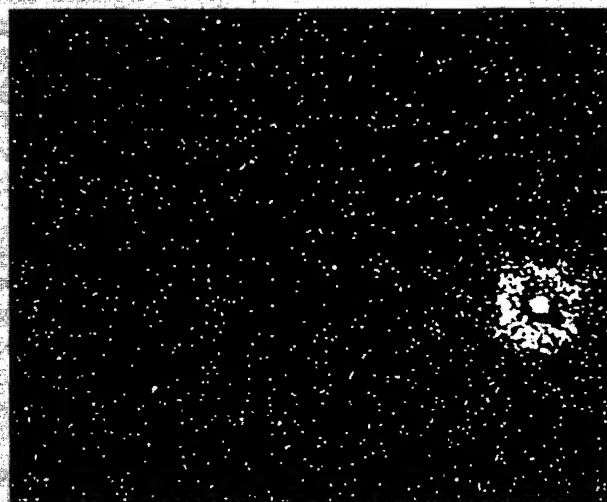
En la década de los cuarenta, el físico ruso-norteamericano George Gamow estableció la hipótesis de que el universo se originó en una explosión gigantesca denominada *Big Bang* ocurrida hace miles de millones de años. En sus primeros instantes, el universo ocupaba un pequeñísimo volumen y su temperatura era tan alta que no es posible de imaginar. Esta abrasadora bola de fuego de radiación mezclada con partículas microscópicas de materia se fue enfriando gradualmente, lo suficiente para que se formaran los átomos. Por influencia de la gravedad, esos átomos se juntaron en cúmulos para formar miles de millones de galaxias, incluyendo la nuestra, denominada Vía Láctea.

La idea de Gamow es sumamente interesante y provocativa. Se ha sometido a numerosas pruebas experimentales. Primero, las mediciones mostraron que el universo está en expansión; es decir, las galaxias se están alejando unas de otras a velocidades enormes. Este hecho es consistente con el nacimiento explosivo del universo. Imaginando la expansión en retroceso, como una película que se regresa, los astrónomos han deducido que el universo nació hace aproximadamente 15 mil millones de años. La segunda observación que apoya la hipótesis de Gamow es la detección de *radiación cósmica de fondo*. Durante miles de millones de años el universo incandescente se ha enfriado (a no más de 3 K (-270°C)) A esta temperatura la mayor parte de la energía está en la región de la radiación de microondas. Como el Big Bang pudo haber ocurrido simultáneamente a la formación del pequeñísimo volumen del universo, la radiación generada podría haber llenado todo el universo. Por tanto, la radiación debería ser la misma en cualquier dirección que se observara. En efecto, las señales de microondas registradas por los astrónomos son *independientes* de la dirección.

La tercera pieza de evidencia que apoya la hipótesis de Gamow es el descubrimiento del helio primitivo. Los científicos creen que el helio y el hidrógeno (los elementos más ligeros) fueron los primeros elementos formados en las etapas iniciales de la evolución cósmica. (Se piensa que los elementos más pesados, como el carbono, nitrógeno y oxígeno, se originaron mediante reacciones nucleares que involucraron al hidrógeno y al helio en el centro de las estrellas.) De ser así, se ha-

bría dispersado un gas difuso, formado por hidrógeno y helio, a través de todo el universo naciente mucho antes de que se formaran las galaxias. En 1995, los astrónomos analizaron la luz ultravioleta de un lejano *quasar* (una poderosa fuente de luz y de señales de radio que se supone era una galaxia que hizo explosión en los márgenes del universo) y encontraron que una parte de la luz era absorbida por los átomos de helio en su camino a la Tierra. Como este quasar particular está a más de 10 mil millones de años luz (un año luz es la distancia que recorre la luz en un año), la luz que logra llegar a la Tierra revela acontecimientos que ocurrieron hace 10 mil millones de años. ¿Por qué no se detectó mayor abundancia de hidrógeno? Un átomo de hidrógeno sólo tiene un electrón, que es arrancado por la luz de un quasar en un proceso conocido como *ionización*. Los átomos de hidrógeno ionizados no pueden absorber ninguna luz del quasar. Por otro lado, el átomo de helio tiene dos electrones; la radiación puede quitarle un electrón, pero no siempre los dos. Los átomos de helio ionizados aún pueden absorber la luz, por lo cual es posible detectarlos.

Los defensores de la explicación de Gamow recibieron con regocijo la detección del helio en los extremos del universo. Como un reconocimiento a toda la evidencia acumulada, los científicos actualmente se refieren a la hipótesis de Gamow como la teoría del Big Bang.



La fotografía muestra una galaxia lejana e incluye la posición de un quasar.

Todas las propiedades de la materia que se pueden medir, pertenecen a una de dos categorías: propiedades extensivas y propiedades intensivas. El valor medido de una **propiedad extensiva** depende de la cantidad de materia considerada. La **masa**, que es la cantidad de materia en una cierta muestra de una sustancia, es una propiedad extensiva. Más materia significa más masa. Los valores de una misma propiedad extensiva se pueden sumar. Por ejemplo, dos monedas de cobre tendrán la masa resultante de la suma de las masas individuales de cada moneda, así como la longitud de dos canchas de tenis es la suma de la longitud de cada una de ellas. El **volumen**, definido como *longitud elevada al cubo*, es otra propiedad extensiva. El valor de una cantidad extensiva depende de la cantidad de materia.

El valor medido de una **propiedad intensiva** no depende de cuánta materia se considere. La **densidad**, definida como la masa de un objeto dividida entre su volumen, es una propiedad intensiva. La temperatura es también una propiedad intensiva. Suponga que se tienen dos recipientes de agua a la misma temperatura; si se mezclan en un recipiente grande, la temperatura de esta mayor cantidad de agua será la misma que la del agua de los recipientes separados. A diferencia de la masa, la longitud y el volumen, la temperatura y otras propiedades intensivas no son aditivas.

1.7 Mediciones

Las mediciones que hacen los químicos se utilizan a menudo en cálculos para obtener otras cantidades relacionadas. Existen diferentes instrumentos que permiten medir las propiedades de una sustancia: con la cinta métrica se miden longitudes, mientras que con la bureta, la pipeta, la probeta graduada y el matraz volumétrico se miden volúmenes (figura 1.8); con la balanza se mide la masa, y con el termómetro la temperatura. Estos instrumentos permiten hacer mediciones de **propiedades macroscópicas**, es decir, que pueden ser determinadas directamente. Las **propiedades microscópicas**, a escala atómica o molecular, se deben determinar por un método indirecto, como se verá en el capítulo siguiente.

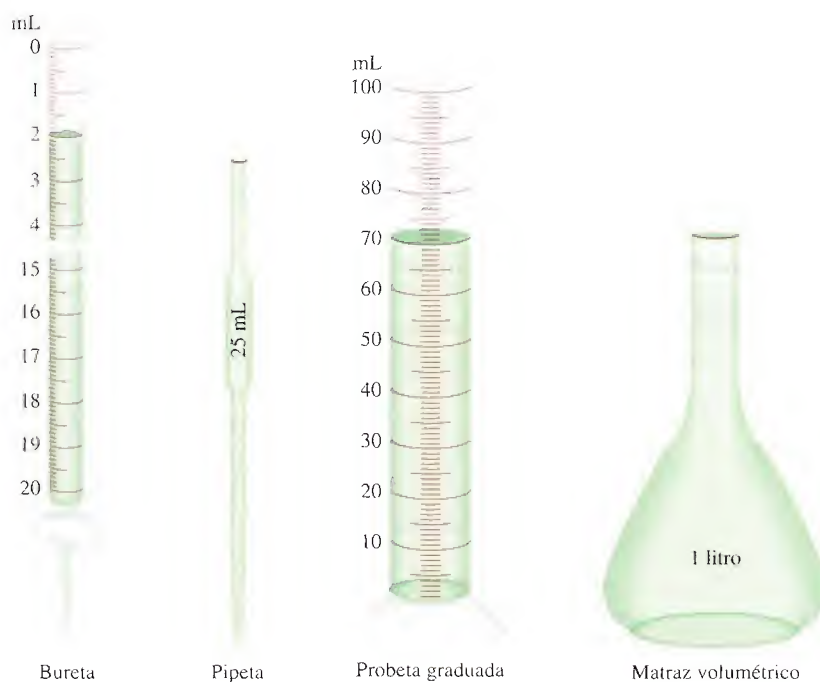


FIGURA 1.8 Algunos materiales de medición comunes de un laboratorio de química. Éstos no están dibujados a escala unos respecto de otros. Sus usos se estudiarán en el capítulo 4.

Una cantidad medida suele escribirse como un número con una unidad apropiada. Así, decir que la distancia en automóvil entre Nueva York y San Francisco por cierta carretera es 5 166 no tiene significado. Se debe especificar que la distancia es de 5 166 kilómetros. Lo mismo es válido en la química; las unidades son indispensables para expresar en forma correcta las mediciones.

Unidades del SI

Durante muchos años los científicos expresaron las mediciones en *unidades métricas*, relacionadas entre sí decimalmente; es decir, en potencias de 10. Sin embargo, en 1960, la Conferencia General de Pesas y Medidas, que es la autoridad internacional del sistema de unidades, propuso un sistema métrico revisado y actualizado, al que denominó **Sistema Internacional de Unidades** (abreviado **SI**, del francés *Système Internationale d'Unités*). En la tabla 1.2 se muestran las siete unidades SI fundamentales; las demás unidades de medición se pueden derivar de estas unidades. Como las unidades métricas, las unidades SI cambian en forma decimal por medio de una serie de prefijos, como se muestra en la tabla 1.3. En este texto se utilizarán tanto las unidades métricas como las unidades SI.

Las mediciones que se utilizan con frecuencia en el estudio de la química son tiempo, masa, volumen, densidad y temperatura.

Masa y peso

Los términos “masa” y “peso” a menudo se usan en forma equivalente, sin embargo, estrictamente hablando, son cantidades distintas. La *masa* es una medida de la cantidad de materia en un objeto, mientras que el *peso*, desde el punto de vista técnico, es la *fuerza que ejerce la gravedad sobre el objeto*. Una manzana que cae de un árbol es atraída por la gravedad de la Tierra. La masa de la manzana es constante y no depende de

Tabla 1.2 Unidades SI básicas

Cantidad fundamental	Nombre de la unidad	Símbolo
Longitud	metro	m
Masa	kilogramo	kg
Tiempo	segundo	s
Corriente eléctrica	ampere	A
Temperatura	kelvin	K
Cantidad de sustancia	mol	mol
Intensidad luminosa	candela	cd

Tabla 1.3 Prefijos utilizados con unidades SI

Prefijo	Símbolo	Significado	Ejemplo
Tera-	T	1 000 000 000 000, o 10^{12}	1 terámetro (Tm) = 1×10^{12} m
Giga-	G	1 000 000 000, o 10^9	1 gigámetro (Gm) = 1×10^9 m
Mega-	M	1 000 000, o 10^6	1 megámetro (Mm) = 1×10^6 m
Kilo-	k	1 000, o 10^3	1 kilómetro (km) = 1×10^3 m
Deci-	d	1/10, o 10^{-1}	1 decímetro (dm) = 0.1 m
Centi-	c	1/100, o 10^{-2}	1 centímetro (cm) = 0.01 m
Mili-	m	1/1 000, o 10^{-3}	1 milímetro (mm) = 0.001 m
Micro-	μ	1/1 000 000, o 10^{-6}	1 micrómetro (μ m) = 1×10^{-6} m
Nano-	n	1/1 000 000 000, o 10^{-9}	1 nanómetro (nm) = 1×10^{-9} m
Pico-	p	1/1 000 000 000 000, o 10^{-12}	1 picómetro (pm) = 1×10^{-12} m

su posición, lo que sí sucede con su peso. Por ejemplo, en la superficie de la Luna, la manzana pesaría sólo una sexta parte de lo que pesa en la Tierra; esto se debe a que la gravedad en la Luna es de sólo un sexta parte de la gravedad de la Tierra. La menor gravedad de la Luna permite que los astronautas salten sin dificultad en su superficie a pesar del voluminoso traje y equipo. Los químicos están interesados principalmente en la masa, que puede determinarse con una balanza; extrañamente, al proceso de medición de la masa se le denomina *pesada*.

La unidad SI fundamental de masa es el **kilogramo** (kg), pero en la química, es más conveniente usar una unidad más pequeña, *el gramo* (g):

$$1 \text{ kg} = 1\,000 \text{ g} = 1 \times 10^3 \text{ g}$$

Volumen

La unidad SI de longitud es el **metro** (m) y la unidad de volumen derivada del SI es el **metro cúbico** (m³). Sin embargo, es común que los químicos trabajen con volúmenes mucho menores, como son el centímetro cúbico (cm³) y el decímetro cúbico (dm³):

$$1 \text{ cm}^3 = (1 \times 10^{-2} \text{ m})^3 = 1 \times 10^{-6} \text{ m}^3$$

$$1 \text{ dm}^3 = (1 \times 10^{-1} \text{ m})^3 = 1 \times 10^{-3} \text{ m}^3$$

Otra unidad común de volumen es el **litro** (L). Un **litro** se define como *el volumen que ocupa un decímetro cúbico*. El volumen de un litro es igual a 1 000 mililitros (mL) o 1 000 cm³:

$$1 \text{ L} = 1\,000 \text{ mL}$$

$$= 1\,000 \text{ cm}^3$$

$$= 1 \text{ dm}^3$$

y un mililitro es igual a un centímetro cúbico:

$$1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$$

En la figura 1.9 se comparan los tamaños relativos de dos volúmenes. Aunque el litro no es una unidad del SI, los volúmenes normalmente se expresan en litros y en mililitros.

Densidad

La ecuación para densidad es

$$\text{densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$$

o

$$d = \frac{m}{V}$$

donde *d*, *m* y *V* significan densidad, masa y volumen, respectivamente. Como la densidad es una propiedad intensiva y no depende de la cantidad de masa presente, para un material dado, la relación de masa a volumen siempre es la misma; en otras palabras, *V* aumenta conforme aumenta *m*.

La unidad derivada del SI para la densidad es kilogramo por metro cúbico (kg/m³). Esta unidad es demasiado grande para la mayoría de las aplicaciones en química; por lo que la unidad gramos por centímetro cúbico (g/cm³) y su equivalente (g/mL), se utilizan más a menudo para expresar las densidades de sólidos y líquidos. Como las densidades de los gases son muy bajas, para ello se emplea la unidad de gramos por litro (g/L):

$$1 \text{ g/cm}^3 = 1 \text{ g/mL} = 1\,000 \text{ kg/m}^3$$

$$1 \text{ g/L} = 0.001 \text{ g/mL}$$



Un astronauta en la superficie de la Luna.

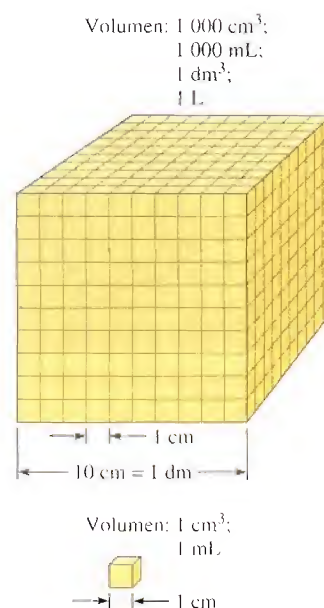


FIGURA 1.9 Comparación de dos volúmenes, 1 mL y 1 000 mL.

Los ejemplos 1.1 y 1.2 muestran cálculos de densidad. Una observación importante es que para la resolución de problemas, es de utilidad hacerse las siguientes preguntas con respecto a la interpretación de la respuesta de un problema numérico: 1) ¿Son correctas las unidades? 2) ¿El resultado tiene el número de cifras significativas adecuado? (El tema sobre cifras significativas se estudiará en la sección 1.8.) 3) ¿Es razonable el resultado? Por lo general se subestima la pregunta 3, pero es muy importante. La química es una ciencia experimental y las respuestas deben tener sentido en términos de especies reales en el mundo real. Si se ha abordado el problema de manera incorrecta o se tiene un error de cálculo, con frecuencia resulta obvio cuando se observa que el resultado es demasiado grande o demasiado pequeño para la cantidad que se utilizó de materia prima.



Lingotes de oro.

Ejemplo 1.1 El oro es un metal precioso químicamente inerte. Se utiliza principalmente en joyería, para piezas dentales y en aparatos electrónicos. Un lingote de oro con una masa de 301 g tiene un volumen de 15.6 cm³. Calcule la densidad del oro.

Razonamiento y solución Se tiene la masa y el volumen y se pide que se calcule la densidad. Por tanto, a partir de la ecuación (1.1), se escribe

$$\begin{aligned} d &= \frac{m}{V} \\ &= \frac{301 \text{ g}}{15.6 \text{ cm}^3} \\ &= 19.3 \text{ g/cm}^3 \end{aligned}$$

Problemas similares: 1.21, 1.22

Ejercicio Una pieza de platino metálico con una densidad de 21.5 g/cm³ tiene un volumen de 4.49 cm³. ¿Cuál es su masa?



Durante la fermentación del pan se produce etanol.

Ejemplo 1.2 La densidad del etanol, un líquido incoloro conocido comúnmente como alcohol de grano, es 0.798 g/mL. Calcule la masa de 17.4 mL del líquido.

Razonamiento y solución En este caso se cuenta con la densidad y el volumen de un líquido y se pide el cálculo de la masa del líquido. Al reorganizar la ecuación (1.1) se tiene

$$\begin{aligned} m &= d \times V \\ &= 0.798 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \times 17.4 \text{ mL} \\ &= 13.9 \text{ g} \end{aligned}$$

Ejercicio La densidad del ácido sulfúrico del acumulador de automóvil es 1.41 g/mL. Calcule la masa de 242 mL del líquido.

Problemas similares: 1.21, 1.22

Escalas de temperatura

Actualmente se utilizan tres escalas de temperatura. Sus unidades son °F (grados Fahrenheit), °C (grados Celsius) y K (kelvin). En la escala Fahrenheit, que es la más

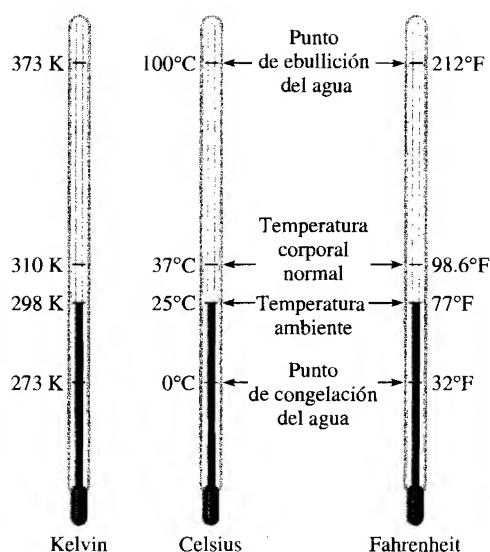


FIGURA 1.10 Comparación de las tres escalas de temperatura: Celsius, Fahrenheit y absoluta (Kelvin). Note que hay 100 divisiones, o 100 grados entre el punto de congelación y el punto de ebullición del agua en la escala Celsius, y hay 180 divisiones, o 180 grados, entre las mismas dos temperaturas límite de la escala Fahrenheit.

utilizada en Estados Unidos fuera del laboratorio, se definen los puntos de congelación y de ebullición normales del agua en 32 y 212°F, respectivamente. La escala Celsius divide en 100 grados el intervalo comprendido entre el punto de congelación (0°C) y el punto de ebullición del agua (100°C). Como se muestra en la tabla 1.2, el *kelvin* es la *unidad fundamental SI de la temperatura*; es la escala de temperatura *absoluta*. El término temperatura absoluta significa que el cero en la escala Kelvin, denotado por 0 K, es la temperatura teórica más baja que puede obtenerse. Por otro lado, 0°C y 0°F se basan en el comportamiento de una sustancia elegida de manera arbitraria, el agua. En la figura 1.10 se comparan las tres escalas de temperatura.

El tamaño de un grado en la escala Fahrenheit es de sólo 100/180, o sea, 5/9 de un grado en la escala Celsius. Para convertir grados Fahrenheit a grados Celsius, se escribe

$$^{\circ}\text{C} = (^{\circ}\text{F} - 32^{\circ}\text{F}) \times \frac{5^{\circ}\text{C}}{9^{\circ}\text{F}} \quad (1.2)$$

Para convertir grados Celsius a grados Fahrenheit se utiliza la siguiente ecuación

$$^{\circ}\text{F} = \frac{9^{\circ}\text{F}}{5^{\circ}\text{C}} \times (^{\circ}\text{C}) + 32^{\circ}\text{F} \quad (1.3)$$

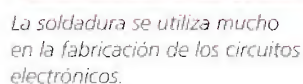
Tanto la escala Celsius como la Kelvin tienen unidades de igual magnitud; es decir, un grado Celsius equivale a un grado kelvin. Los datos experimentales han demostrado que el cero absoluto en la escala Kelvin equivale a -273.15°C en la escala Celsius. Entonces, para convertir grados Celsius a grados kelvin se utiliza la siguiente ecuación:

$$^{\circ}\text{K} = (^{\circ}\text{C} + 273.15^{\circ}\text{C}) \frac{1^{\circ}\text{K}}{1^{\circ}\text{C}} \quad (1.4)$$

A menudo será necesario hacer conversiones entre grados Celsius y grados Fahrenheit, y entre grados Celsius y kelvin. Estas conversiones se ilustran con el siguiente ejemplo.

En la sección de la Química en acción de la página 19 se demuestra la importancia de ser cuidadoso con las unidades en los trabajos científicos.

Observe que la escala Kelvin no tiene el signo de grados. Además, las temperaturas expresadas en kelvin nunca pueden ser negativas



Problemas similares: 1.24, 1.25, 1.26.

Razonamiento y solución Estos tres incisos requieren conversiones de temperaturas, por lo que son necesarias las ecuaciones (1.2), (1.3) y (1.4). Debe recordarse que la menor temperatura en la escala Kelvin es cero (0 K); por tanto, nunca puede ser negativa.

$$\frac{9^{\circ}\text{F}}{5^{\circ}\text{C}} \times (224^{\circ}\text{C}) + 32^{\circ}\text{F} = 435^{\circ}\text{F}$$
$$(-452^{\circ}\text{F} - 32^{\circ}\text{F}) \times \frac{5^{\circ}\text{C}}{9^{\circ}\text{F}} = -269^{\circ}\text{C}$$
$$(-38.9^{\circ}\text{C} + 273.15^{\circ}\text{C}) \times \frac{1\text{ K}}{1^{\circ}\text{C}} = 234.3\text{ K}$$

Ejercicio Convertir a) 327.5°C (el punto de fusión del plomo) a grados Fahrenheit; b) 172.9°F (el punto de ebullición del etanol) a grados Celsius, y c) 77 K , el punto de ebullición del nitrógeno líquido, a grados Celsius.

Una vez que se han estudiado algunas de las unidades utilizadas en química, se analizarán las técnicas para el manejo de los números asociados con las mediciones: la notación científica y el análisis de cifras significativas.

Es frecuente que los químicos trabajen con números que son demasiado grandes o extremadamente pequeños. Por ejemplo, en 1 g del elemento hidrógeno hay aproximadamente

602 200 000 000 000 000 000 000

átomos de hidrógeno. Cada átomo de hidrógeno tiene una masa de apenas

0.00000000000000000000000000000000166 g

El manejo de estos números es engorroso y es fácil que se cometan errores cuando se utilizan en los cálculos. Considere la siguiente multiplicación:

$$0.0000000056 \times 0.0000000048 = 0.000000000000000002688$$

La química en acción

La importancia de las unidades

En diciembre de 1998 la NASA realizó el lanzamiento hacia Marte del *Mars Climate Orbiter*, un satélite de 125 millones de dólares, para medir los cambios climáticos del planeta rojo. Se supuso que la nave espacial entraría en la órbita de Marte el 23 de septiembre de 1999, después de un viaje de 416 millones de millas. En cambio, entró en la atmósfera de Marte aproximadamente 100 km (62 mi) por debajo de lo que se había planeado y lo destruyó el calor. Los controladores de la misión argumentaron que la pérdida de la nave se debió a un error en la conversión de las unidades inglesas de medición a las unidades métricas en los programas de navegación.

Los ingenieros de la Lockheed Martin Corporation, que construyeron la nave espacial, especificaron su fuerza en libras, que es una unidad inglesa. Por otra parte, los científicos del laboratorio de propulsión de aeronaves de la NASA supusieron que los valores de la fuerza estaban expresados en unidades métricas, como son los newtons. Por lo común, las libras son unidades de masa. Sin embargo, cuando se expresa como unidad de fuerza, 1 lb es la fuerza debida a la atracción por la gravedad sobre un objeto que tenga esa masa. Para hacer la conversión entre libras y newtons, se inicia con $1 \text{ lb} = 0.4536 \text{ kg}$ y, a partir de la segunda ley del movimiento de Newton,

$$\begin{aligned}\text{fuerza} &= \text{masa} \times \text{aceleración} \\ &= 0.4536 \text{ kg} \times 9.81 \text{ m/s}^2 \\ &= 4.45 \text{ kg m/s}^2 \\ &= 4.45 \text{ N}\end{aligned}$$

debido a que $1 \text{ newton (N)} = 1 \text{ kg m/s}^2$. Como consecuencia, en lugar de convertir una libra de fuerza como 4.45 N, los científicos la consideraron como 1 N.

La fuerza del satélite, expresada en newtons, resultaba bastante menor, lo que tuvo como consecuencia una menor órbita y finalmente la destrucción de la nave espacial. Al comentar sobre el fracaso de la misión de Marte, un científico dijo: "Debemos enfatizar en el estudio del sistema métrico en los cursos de ciencias en las escuelas primarias, secundarias y en las preparatorias, hasta el final del mundo."



El satélite Martian Climate Orbiter.

Sería fácil olvidar un cero o agregar uno más después del punto decimal. Por esta razón, para manejar cantidades muy grandes o muy pequeñas, se utiliza la llamada *notación científica*. Sin importar su magnitud, todos los números se pueden expresar en la forma

$$N \times 10^n$$

donde N es un número entre 1 y 10 y n , el exponente, puede ser un número *entero* positivo o negativo. Se dice que cualquier número expresado en esa forma está escrito en notación científica.

Suponga que se pide expresar un determinado número en notación científica. Básicamente, la tarea es encontrar el valor de n . Se cuenta el número de lugares que se debe mover el punto decimal para tener el número N (que está entre 1 y 10). Si el punto decimal se mueve hacia la izquierda, entonces n es un entero positivo, si se mueve a la

derecha, n es un entero negativo. Los siguientes ejemplos ilustran el empleo de la notación científica:

a) Exprese 568.762 en notación científica:

$$568.762 = 5.68762 \times 10^2$$

Observe que el punto decimal se ha movido dos lugares hacia la izquierda, por lo que $n = 2$.

b) Exprese 0.00000772 en notación científica:

$$0.00000772 = 7.72 \times 10^{-6}$$

Aquí, el punto decimal se ha movido seis lugares hacia la derecha, entonces $n = -6$.

Es importante tener en cuenta los siguientes dos hechos. Primero, $n = 0$ se utiliza para los números que no se expresan en notación científica; por ejemplo, 74.6×10^0 ($n = 0$) equivale a 74.6. Segundo, en la práctica se omite el exponente cuando $n = 1$. Por tanto, la notación científica para 74.6 es 7.46×10 y no 7.46×10^1 .

A continuación se considera la forma como se maneja la notación científica en las operaciones aritméticas.

Cualquier número elevado a la potencia cero es igual a uno.

Adición y sustracción

Para sumar o restar usando la notación científica, primero se escribe cada cantidad, es decir N_1 y N_2 , con el mismo exponente n . Luego se combinan los valores N_1 y N_2 ; los exponentes permanecen igual. Considere los siguientes ejemplos:

$$\begin{aligned} (7.4 \times 10^3) + (2.1 \times 10^3) &= 9.5 \times 10^3 \\ (4.31 \times 10^4) + (3.9 \times 10^3) &= (4.31 \times 10^4) + (0.39 \times 10^4) \times \\ &= 4.70 \times 10^4 \\ (2.22 \times 10^{-2}) - (4.10 \times 10^{-3}) &= (2.22 \times 10^{-2}) - (0.41 \times 10^{-2}) \times \\ &= 1.81 \times 10^{-2} \end{aligned}$$

Multipliación y división

Para multiplicar números expresados en notación científica, se multiplican los números N_1 y N_2 como se acostumbra, pero los exponentes n se *suman*. Para dividir cantidades en notación científica, los números N_1 y N_2 se dividen y los exponentes se restan. Los siguientes ejemplos muestran cómo se efectúan estas operaciones:

$$\begin{aligned} (8.0 \times 10^4) \times (5.0 \times 10^2) &= (8.0 \times 5.0)(10^{4+2}) \\ &= 40 \times 10^6 \\ &= 4.0 \times 10^7 \\ (4.0 \times 10^{-5}) \times (7.0 \times 10^3) &= (4.0 \times 7.0)(10^{-5+3}) \\ &= 28 \times 10^{-2} \\ &= 2.8 \times 10^{-1} \\ \frac{6.9 \times 10^7}{3.0 \times 10^{-5}} &= \frac{6.9}{3.0} \times 10^{7-(-5)} \\ &= 2.3 \times 10^{12} \\ \frac{8.5 \times 10^4}{5.0 \times 10^9} &= \frac{8.5}{5.0} \times 10^{4-9} \\ &= 1.7 \times 10^{-5} \end{aligned}$$

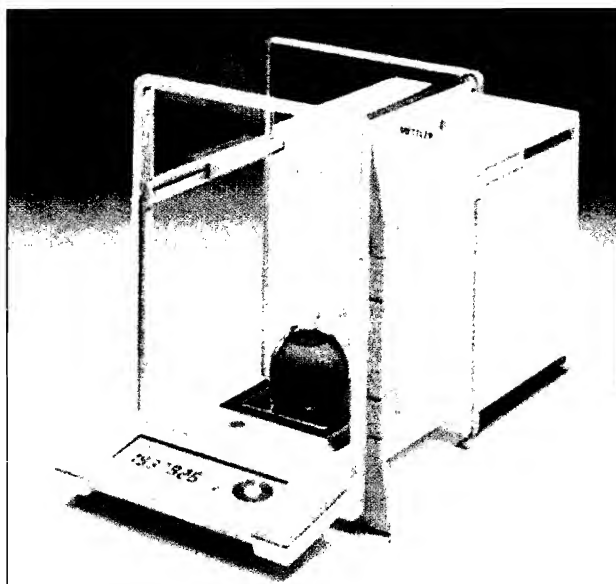


FIGURA 1.11 Balanza de un solo platillo.

Cifras significativas

Excepto cuando todos los números de una operación son enteros (por ejemplo el número de estudiantes en una clase), es imposible obtener el valor exacto de la cantidad buscada. Por esta razón, es importante indicar el margen de error en las mediciones señalando claramente el número de **cifras significativas**, que son *los dígitos significativos en una cantidad medida o calculada*. Cuando se utilizan cifras significativas se sobreentiende que el último dígito es incierto. Por ejemplo, se mide el volumen de una cantidad determinada de un líquido utilizando una probeta graduada con una escala que da incertidumbre de 1 mL en la medición. Si se encuentra que el volumen es de 6 mL, el volumen real estará en el intervalo de 5 a 7 mL. El volumen del líquido se representa como (6 ± 1) mL. En este caso sólo hay una cifra significativa (el dígito 6), que tiene una incertidumbre de más o menos 1 mL. Para medir con mayor exactitud se podría utilizar una probeta con divisiones más finas, de tal manera que la incertidumbre fuera de sólo 0.1 mL. Si se encuentra que el volumen del líquido es de 6.0 mL, la cantidad se puede expresar como (6.0 ± 0.1) mL, y el valor real estará entre 5.9 y 6.1 mL. Es posible mejorar el instrumento para la medición y obtener más cifras significativas, pero en todo caso el último dígito siempre es incierto; el valor de esta incertidumbre dependerá del instrumento utilizado en la medición.

En la figura 1.11 se muestra una balanza moderna. Balanzas como ésta se encuentran en muchos laboratorios de química general; con ellas se mide fácilmente la masa de los objetos hasta con cuatro cifras decimales. Esto significa que la masa medida tendrá cuatro cifras significativas (por ejemplo, 0.8642 g) o más (por ejemplo 3.9745 g). Tener presente el número de cifras significativas en una medición como la de masa, asegura que los cálculos realizados con los datos reflejarán la precisión de esa medición.

Guías para utilizar las cifras significativas

En el trabajo científico siempre debe tenerse cuidado de anotar el número adecuado de cifras significativas. En general, es muy fácil determinar cuántas cifras significativas hay en un número si se siguen las siguientes reglas:



- Cualquier dígito diferente de cero es significativo. Así, 845 cm tiene tres cifras significativas, 1.234 kg tiene cuatro cifras significativas y así sucesivamente.
- Los ceros ubicados entre dígitos distintos de cero son significativos. Así, 606 m contiene tres cifras significativas, 40 501 kg contiene cinco cifras significativas y así sucesivamente.
- Los ceros a la izquierda del primer dígito distinto de cero no son significativos. Estos ceros se utilizan para indicar el lugar del punto decimal. Por ejemplo, 0.08 L contiene una cifra significativa, 0.0000349 g contiene tres cifras significativas, y así sucesivamente.
- Si un número es mayor que 1, todos los ceros escritos a la derecha del punto decimal cuentan como cifras significativas. Entonces, 2.0 mg tiene dos cifras significativas, 40.062 mL tiene cinco cifras significativas y 3.040 dm tiene cuatro cifras significativas. Si un número es menor que 1, solamente son significativos los ceros que están al final del número o entre dígitos distintos de cero. Esto significa que 0.090 kg tiene dos cifras significativas, 0.3005 L tiene cuatro cifras significativas, 0.00420 min tiene tres cifras significativas, y así sucesivamente.
- Para números que no tienen punto decimal, los ceros ubicados después del último dígito distinto de cero pueden ser o no cifras significativas. Así, 400 cm puede tener una cifra significativa (el dígito 4), dos (40) o tres cifras significativas (400). No es posible saber cuál es la cantidad correcta si no se tiene más información. Sin embargo, utilizando la notación científica se evita esta ambigüedad. En este caso particular, puede expresarse el número 400 como 4×10^2 para una cifra significativa, 4.0×10^2 para dos cifras significativas, o 4.00×10^2 para tres cifras significativas.

El ejemplo siguiente muestra cómo se determinan las cifras significativas.

Ejemplo 1.4 Determine el número de cifras significativas en las siguientes mediciones:

a) 478 cm, b) 6.01 g, c) 0.825 m, d) 0.043 kg, e) 1.310×10^{22} átomos, f) 7 000 mL

Razonamiento y solución Se siguen las reglas para la determinación de las cifras significativas. a) tres, b) tres, c) tres, d) dos, e) cuatro, f) éste es un caso ambiguo. El número de cifras significativas puede ser cuatro (7.000×10^3), tres (7.00×10^3), dos (7.0×10^3), o una (7×10^3).

Problemas similares: 1.33, 1.34.

Ejercicio Determine el número de cifras significativas en cada una de las siguientes mediciones: a) 24 mL, b) 3 001 g, c) 0.0320 m³, d) 6.4×10^4 moléculas, e) 560 kg

Una segunda serie de reglas explica cómo manejar las cifras significativas en los cálculos.

- En la adición y la sustracción, la respuesta no puede tener más cifras significativas a la derecha del punto decimal que cualquiera de los números originales. Considere los siguientes ejemplos:

$$\begin{array}{r}
 89.332 \\
 + 1.1 \quad \leftarrow \text{una cifra significativa después del punto decimal} \\
 \hline
 90.432 \quad \leftarrow \text{se redondea a 90.4} \\
 \\
 2.097 \\
 - 0.12 \quad \leftarrow \text{dos cifras significativas después del punto decimal} \\
 \hline
 1.977 \quad \leftarrow \text{se redondea a 1.98}
 \end{array}$$

El procedimiento para el redondeo es el siguiente. Para redondear un número hasta un cierto punto, simplemente se eliminan los dígitos que siguen a los que se conservan si el primero de ellos es menor que 5. Así, 8.724 se redondea a 8.72 si se quieren solamente dos cifras significativas después del punto decimal. Si el primer dígito que sigue al punto de redondeo es igual o mayor que 5, se añade el número 1 al dígito que le precede. Así, 8.727 se redondea a 8.73 y 0.425 se redondea a 0.43.

- En la multiplicación y en la división, el número de cifras significativas del producto o cociente resultante está determinado por el número original que tiene el *menor* número de cifras significativas. Los ejemplos siguientes ilustran esta regla:

$$2.8 \times 4.5039 = 12.61092 \leftarrow \text{se redondea a } 13$$

$$\frac{6.85}{112.04} = 0.0611388789 \leftarrow \text{se redondea a } 0.0611$$

- Debe tenerse presente que los *números exactos*, obtenidos por definición o al contar varios objetos, pueden considerarse formados por un número infinito de cifras significativas. Si un objeto tiene una masa de 0.2786 g, entonces la masa de ocho de tales objetos será

$$0.2786 \text{ g} \times 8 = 2.229 \text{ g}$$

Este producto *no* se redondea a una cifra significativa porque el número 8 es 8.00000..., por definición. De igual manera, para calcular el promedio de dos longitudes medidas, 6.64 cm y 6.68 cm, se escribe

$$\frac{6.64 \text{ cm} + 6.68 \text{ cm}}{2} = 6.66 \text{ cm}$$

porque el número 2 es en realidad 2.000000..., por definición.

El siguiente ejemplo muestra cómo se manejan las cifras significativas en las operaciones aritméticas.

Ejemplo 1.5 Efectúe las siguientes operaciones aritméticas: a) $11\,254.1 \text{ g} + 0.1983 \text{ g}$, b) $66.59 \text{ L} - 3.113 \text{ L}$, c) $8.16 \text{ m} \times 5.1355$, d) $0.0154 \text{ kg} \div 88.3 \text{ mL}$, e) $2.64 \times 10^3 \text{ cm} + 3.27 \times 10^2 \text{ cm}$.

Razonamiento y solución En la adición y la sustracción, el número de decimales de la respuesta está determinado por el número que tenga el menor número de decimales. En la multiplicación y la división, las cifras significativas de la respuesta están determinadas por el número que tenga la menor cantidad de cifras significativas.

a) $11\,254.1 \text{ g}$

$$+ \quad 0.1983 \text{ g}$$

$$11\,254.2983 \text{ g} \leftarrow \text{se redondea a } 11\,254.3 \text{ g}$$

b) 66.59 L

$$- \quad 3.113 \text{ L}$$

$$63.477 \text{ L} \leftarrow \text{se redondea a } 63.48 \text{ L}$$

c) $8.16 \text{ m} \times 5.1355 = 41.90568 \text{ m} \leftarrow \text{se redondea a } 41.9 \text{ m}$

d) $\frac{0.0154 \text{ kg}}{88.3 \text{ mL}} = 0.000174405436 \text{ kg/mL} \leftarrow \text{se redondea a } 0.000174 \text{ kg/mL}$
o $1.74 \times 10^{-4} \text{ kg/mL}$

e) Primero se cambia $3.27 \times 10^2 \text{ cm}$ a $0.327 \times 10^3 \text{ cm}$ y luego se efectúa la adición ($2.64 \text{ cm} + 0.327 \text{ cm}) \times 10^3$. Siguiendo el procedimiento de a), se encuentra que la respuesta es $2.97 \times 10^3 \text{ cm}$.

Problemas similares: 1.35, 1.36.

Ejercicio Efectúe las siguientes operaciones aritméticas y haga el redondeo de las respuestas con el número adecuado de cifras significativas: a) $26.5862 \text{ L} + 0.17 \text{ L}$, b) $9.1 \text{ g} - 4.682 \text{ g}$, c) $7.1 \times 10^4 \text{ dm} \times 2.2654 \times 10^2$, d) $6.54 \text{ g} \div 86.5542 \text{ mL}$, e) $(7.55 \times 10^4 \text{ m}) - (8.62 \times 10^3 \text{ m})$.

El procedimiento de redondeo recién descrito se utiliza para cálculos de un solo paso. Para *cálculos en cadena*, es decir, cálculos con más de un paso, se utiliza un procedimiento modificado. Considere el siguiente cálculo en dos pasos:

Primer paso: $A \times B = C$

Segundo paso: $C \times D = E$

Suponga que $A = 3.66$, $B = 8.45$ y $D = 2.11$. Dependiendo de si C se redondea a tres o cuatro cifras significativas, se obtiene un valor diferente para E :

Método 1	Método 2
$3.66 \times 8.45 = 30.9$	$3.66 \times 8.45 = 30.93$
$30.9 \times 2.11 = 65.2$	$30.93 \times 2.11 = 65.3$

Sin embargo, si se ha hecho el cálculo como $3.66 \times 8.45 \times 2.11$ en una calculadora sin redondear el resultado intermedio, se habrá obtenido 65.3 como la respuesta para E . En general, en cada paso del cálculo se mostrará el número correcto de cifras significativas. Sin embargo, en algunos ejemplos mostrados en este libro, sólo se redondea la respuesta final con el número correcto de cifras significativas. En las respuestas para todos los cálculos intermedios se añade una cifra significativa más.

Exactitud y precisión

Al analizar mediciones y cifras significativas es conveniente distinguir entre *exactitud* y *precisión*. La **exactitud** indica *cuán cercana está una medición del valor real de la cantidad medida*. Para un científico existe una distinción entre exactitud y precisión. La **precisión** se refiere a *cuánto concuerdan dos o más mediciones de una misma cantidad* (figura 1.12).

La diferencia entre exactitud y precisión es sutil pero importante. Suponga, por ejemplo, que se pide a tres estudiantes que determinen la masa de una pieza de alambre de cobre. Los resultados de dos pesadas sucesivas hechas por cada estudiante son

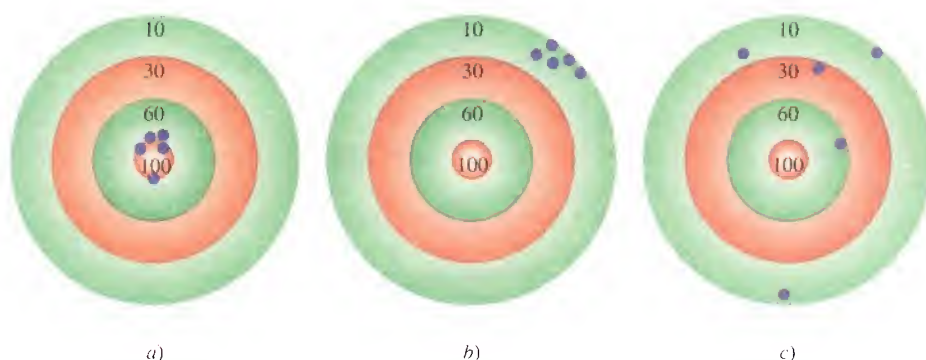


FIGURA 1.12 La distribución de dardos en un blanco muestra la diferencia entre precisión y exactitud. a) Exactitud y precisión buenas. b) Exactitud deficiente y buena precisión. c) Exactitud y precisión deficientes

	Estudiante A	Estudiante B	Estudiante C
	1.964 g	1.972 g	2.000 g
	1.978 g	1.968 g	2.002 g
Valor promedio	1.971 g	1.970 g	2.001 g

La masa real del alambre es 2.000 g. Por consiguiente, los resultados del estudiante B son más *precisos* que los del estudiante A (1.972 g y 1.968 g se desvían menos de 1.970 g que 1.964 g y 1.978 g de 1.971 g), pero ninguno de estos conjuntos de resultados es muy *exacto*. Los resultados del estudiante C no sólo son los más *precisos* sino también los más *exactos*, ya que el valor promedio es más cercano al real. Las medidas muy exactas también suelen ser precisas. Por otro lado, mediciones muy precisas no necesariamente garantizan resultados exactos. Por ejemplo, una regla de madera mal calibrada o una balanza defectuosa pueden dar lecturas precisas pero erróneas.

1.9 El método del factor unitario para la resolución de problemas

Las mediciones cuidadosas y el uso apropiado de cifras significativas, aunado a los cálculos correctos, darán resultados numéricos exactos. Sin embargo, para que las respuestas tengan sentido deberán ser expresadas en las unidades correctas. El procedimiento que se utilizará para resolver problemas de química que incluyan conversión de unidades se denomina *método del factor unitario* o *análisis dimensional*. Esta técnica sencilla requiere poca memorización y se basa en la relación que existe entre diferentes unidades que expresan la misma cantidad física.

Se sabe, por ejemplo, que la unidad monetaria “dólar” es diferente de la unidad “centavo”. Sin embargo, se dice que un dólar es *equivalente* a 100 centavos porque ambos representan la misma cantidad de dinero. Esta equivalencia se puede expresar así:

$$1 \text{ dólar} = 100 \text{ centavos}$$

Dado que un dólar es igual a 100 centavos, se infiere que su relación es igual a 1; es decir,

$$\frac{1 \text{ dólar}}{100 \text{ centavos}} = 1$$

Esta relación se puede leer como 1 dólar por cada 100 centavos. La fracción se denomina *factor unitario* (igual a 1) porque el numerador y el denominador describen la misma cantidad de dinero.

La relación también se podría haber escrito como 100 centavos por un dólar:

$$\frac{100 \text{ centavos}}{1 \text{ dólar}} = 1$$

Esta fracción también es un factor unitario. Como puede verse, el recíproco de cualquier factor unitario también es un factor unitario. La utilidad de los factores unitarios es que permiten efectuar conversiones entre diferentes unidades que miden la misma cantidad. Suponga que se desea convertir 2.46 dólares a centavos. Este problema se puede expresar como:

$$? \text{ centavos} = 2.46 \text{ dólares}$$

Puesto que ésta es una conversión de dólares a centavos, se elige el factor unitario que tiene la unidad “dólar” en el denominador (para cancelar los “dólares” en 2.46 dólares) y se escribe:

$$2.46 \text{ dólares} \times \frac{100 \text{ centavos}}{1 \text{ dólar}} = 246 \text{ centavos}$$

Observe que el factor unitario 100 centavos/1 dólar tiene números exactos, de modo que no se ve afectado el número de cifras significativas en el resultado final.

Considere ahora la conversión de 57.8 metros a centímetros. Este problema se puede expresar como

$$? \text{ cm} = 57.8 \text{ m}$$

Por definición,

$$1 \text{ cm} = 1 \times 10^{-2} \text{ m}$$

Debido a que se están convirtiendo “m” a “cm”, se elige el factor unitario que tiene metros en el denominador,

$$\frac{1 \text{ cm}}{1 \times 10^{-2} \text{ m}} = 1$$

y se escribe la conversión como

$$\begin{aligned} ? \text{ cm} &= 57.8 \text{ m} \times \frac{1 \text{ cm}}{1 \times 10^{-2} \text{ m}} \\ &= 5780 \text{ cm} \\ &= 5.78 \times 10^3 \text{ cm} \end{aligned}$$

Observe que se emplea la notación científica para indicar que la respuesta tiene tres cifras significativas. El factor unitario $1 \text{ cm}/1 \times 10^{-2} \text{ m}$ contiene números exactos; por ello, no afecta el número de cifras significativas.

En el método del factor unitario, las unidades se mantienen en todo el proceso del cálculo; por tanto, si la ecuación se establece en forma correcta, todas las unidades se cancelan excepto la deseada. Si no es así, entonces debe haberse cometido un error en alguna parte, que, por lo general, se identifica al revisar la solución.

El siguiente ejemplo muestra la aplicación del método del factor unitario.

Ejemplo 1.6 En promedio, la ingesta diaria de glucosa (una forma de azúcar) de una persona es 0.0833 libras (lb). ¿Cuánto es esta masa en miligramos (mg)? (1 lb = 453.6 g.)

Razonamiento y solución Este problema necesita dos etapas de conversión, de libras a gramos y de gramos a miligramos. Primero se escribe el factor unitario para cada conversión y después se calcula la respuesta en un solo paso:

$$? \text{ mg} = 0.0833 \text{ lb}$$

De modo que el factor unitario es

$$\frac{453.6 \text{ g}}{1 \text{ lb}} = 1$$

y

$$1 \text{ mg} = 1 \times 10^{-3} \text{ g}$$

por tanto, también se debe incluir el factor unitario

$$\frac{1 \text{ mg}}{1 \times 10^{-3} \text{ g}} = 1$$

Así

$$? \text{ mg} = 0.0833 \text{ lb} \times \frac{453.6 \text{ g}}{1 \text{ lb}} \times \frac{1 \text{ mg}}{1 \times 10^{-3} \text{ g}} = 3.78 \times 10^4 \text{ mg}$$

Comentario Como una libra es una unidad mucho mayor que los miligramos, la respuesta es razonable.

En la cubierta interior de este libro se proporcionan los factores de conversión para algunas unidades del sistema inglés que se utilizan comúnmente en Estados Unidos para mediciones no científicas (por ejemplo, libras y pulgadas).

Problema similar: 1.43.

Ejercicio Un rollo de papel aluminio tiene una masa de 1.07 kg. ¿Cuál es su masa en libras?

Observe que los factores unitarios se pueden elevar al cuadrado o al cubo, puesto que $1^2 = 1^3 = 1$. El empleo de dichos factores se muestra en los ejemplos 1.7 y 1.8.

Ejemplo 1.7 Un adulto promedio tiene 5.2 L de sangre. ¿Cuál es el volumen de sangre en m^3 ?

Razonamiento y solución Debido a que $1 \text{ L} = 1\,000 \text{ cm}^3$, 5.2 L es equivalente a $5.2 \times 10^3 \text{ cm}^3$. El problema puede enunciarse como

$$? \text{ m}^3 = 5.2 \times 10^3 \text{ cm}^3$$

Por definición

$$1 \text{ m} = 100 \text{ cm}$$

El factor unitario es

$$\frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} = 1$$

Como consecuencia

$$\left(\frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} \right)^3 = 1^3 = 1$$

Por tanto, se escribe

$$? \text{ m}^3 = 5.2 \times 10^3 \text{ cm} \times \left(\frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} \right)^3 = 5.2 \times 10^{-3} \text{ m}^3$$

Comentario Observe que en la cantidad $[1 \text{ m}/(100 \text{ cm})]$ se elevan al cubo tanto los números como las unidades.

Problema similar: 1.48d.



Una moneda de plata.

Ejercicio El volumen de una habitación es $1.08 \times 10^8 \text{ dm}^3$. ¿Cuál es el volumen en m^3 ?

Ejemplo 1.8 La densidad de la plata es 10.5 g/cm^3 . Convierta la densidad a unidades de kg/m^3 .

Razonamiento y solución Este problema requiere que se efectúen dos conversiones separadas, que involucren masa y volumen. Se escribe

$$? \text{ kg/m}^3 = 10.5 \text{ g/cm}^3$$

Se necesitan dos factores unitarios, uno para convertir g a kg y el otro, para convertir cm^3 a m^3 . Se sabe que

$$1 \text{ kg} = 1\,000 \text{ g}$$

por tanto

$$\frac{1 \text{ kg}}{1\,000 \text{ g}} = 1$$

Segundo, dado que $1 \text{ cm} = 1 \times 10^{-2} \text{ m}$, se pueden generar los siguientes factores unitarios

$$\frac{1 \text{ cm}}{1 \times 10^{-2} \text{ m}} = 1 \quad \text{y} \quad \left(\frac{1 \text{ cm}}{1 \times 10^{-2} \text{ m}} \right)^3 = 1$$

Por último, la densidad se puede calcular en las unidades deseadas de la siguiente forma:

$$\begin{aligned} ? \text{ kg/m}^3 &= \frac{10.5 \text{ g}}{1 \text{ cm}^3} \times \frac{1 \text{ kg}}{1\,000 \text{ g}} \times \left(\frac{1 \text{ cm}}{1 \times 10^{-2} \text{ m}} \right)^3 = 10\,500 \text{ kg/m}^3 \\ &= 1.05 \times 10^4 \text{ kg/m}^3 \end{aligned}$$

Problema semejante: 1.49.

Comentario Como $1 \text{ m}^3 = 1\,000 \text{ cm}^3$, se esperaría una masa mucho mayor en 1 m^3 que en 1 cm^3 . Como consecuencia, es razonable una masa de $1.05 \times 10^4 \text{ kg}$ comparada con 10.5 g .

Ejercicio La densidad del litio (Li), el metal más ligero, es $5.34 \times 10^2 \text{ kg/m}^3$. Convierta la densidad a g/cm^3 .

Ecuaciones clave

- $d = \frac{m}{V}$ (1.1) Ecuación para la densidad
- $^{\circ}\text{C} = (^{\circ}\text{F} - 32^{\circ}\text{F}) \times \frac{5^{\circ}\text{C}}{9^{\circ}\text{F}}$ (1.2) Conversión de $^{\circ}\text{F}$ a $^{\circ}\text{C}$
- $^{\circ}\text{F} = \frac{9^{\circ}\text{F}}{5^{\circ}\text{C}} \times (^{\circ}\text{C}) + 32^{\circ}\text{F}$ (1.3) Conversión de $^{\circ}\text{C}$ a $^{\circ}\text{F}$
- $? \text{ K} = (^{\circ}\text{C} + 273.15^{\circ}\text{C}) \frac{1 \text{ K}}{1^{\circ}\text{C}}$ (1.4) Conversión de $^{\circ}\text{C}$ a K

Resumen de hechos y conceptos

1. El estudio de la química involucra tres etapas fundamentales: observación, representación e interpretación. La primera se refiere a las mediciones del mundo macroscópico; la representación implica el uso de símbolos y ecuaciones que facilitan la comunicación; la interpretación está basada en átomos y moléculas, que pertenecen al mundo microscópico.
2. El método científico es un procedimiento sistemático en la investigación; se inicia al reunir la información por medio de observaciones y mediciones. En el proceso se diseñan y comprueban hipótesis, leyes y teorías.
3. Los químicos estudian la materia y los cambios que ésta experimenta. Las sustancias que componen la materia tienen propiedades físicas únicas que se pueden observar sin que cambie su identidad; también tienen propiedades químicas únicas que, cuando son demostradas, cambian la identidad de las sustancias. Las mezclas, ya sean homogéneas o heterogéneas, se pueden separar en sus componentes puros por medios físicos.
4. Los elementos son las sustancias químicas más sencillas. Los compuestos se forman por la combinación química de átomos de diferentes elementos en proporciones definidas.
5. En principio, todas las sustancias pueden existir en tres estados: sólido, líquido y gaseoso. La conversión entre estos estados puede realizarse cambiando la temperatura.
6. Las unidades SI se utilizan para expresar cantidades físicas en todas las ciencias, incluyendo la química.
7. Los números que se expresan en notación científica tienen la forma $N \times 10^n$, donde N es un número entre 1 y 10, y n es un número entero positivo o negativo. Esta expresión facilita el manejo de cantidades muy pequeñas o muy grandes.

Palabras clave

Cifras significativas, p. 21	Kelvin, p. 17	Mezcla, p. 8	Propiedad microscópica, p. 13
Compuesto, p. 9	Ley, p. 7	Peso, p. 14	Propiedad química, p. 11
Cualitativo, p. 6	Litro, p. 15	Precisión, p. 24	Química, p. 2
Cuantitativo, p. 6	Masa, p. 13	Propiedad extensiva, p. 13	Sistema Internacional de
Densidad, p. 13	Materia, p. 8	Propiedad física, p. 11	Unidades (SI), p. 14
Elemento, p. 9	Método científico, p. 6	Propiedad intensiva, p. 13	Sustancia, p. 8
Exactitud, p. 24	Mezcla heterogénea,	Propiedad macroscópica,	Teoría, p. 7
Hipótesis, p. 7	p. 8	p. 13	Volumen, p. 13

Preguntas y problemas

El método científico

Preguntas de repaso

- 1.1 Explique qué significa el método científico.
- 1.2 ¿Cuál es la diferencia entre datos cualitativos y cuantitativos?

Problemas

- 1.3 Clasifique los siguientes enunciados como cualitativos o cuantitativos y dé sus razones. *a)* El Sol está a aproximadamente 93 millones de millas de la Tierra. *b)* Leonardo da Vinci fue mejor pintor que Miguel Ángel. *c)* El hielo es menos denso que el agua. *d)* La mantequilla sabe mejor que la margarina. *e)* Un remedio a tiempo ahorra nueve.
- 1.4 Clasifique cada uno de los siguientes enunciados como hipótesis, ley o teoría: *a)* La contribución de Beethoven a la música hubiera sido mucho mayor si se hubiera casado. *b)*

Una hoja de otoño cae hacia el suelo porque hay una fuerza de atracción entre ella y la Tierra. *c)* Toda la materia está compuesta de partículas muy pequeñas llamadas átomos.

Clasificación y propiedades de la materia

Preguntas de repaso

- 1.5 Dé un ejemplo para cada uno de los siguientes términos: *a)* materia, *b)* sustancia, *c)* mezcla.
- 1.6 Dé un ejemplo de mezcla homogénea y otro de mezcla heterogénea.
- 1.7 Explique con ejemplos la diferencia entre una propiedad física y una química.
- 1.8 ¿Cuál es la diferencia entre propiedad intensiva y extensiva? ¿Cuáles de las siguientes propiedades son intensivas y cuales extensivas? *a)* longitud, *b)* volumen, *c)* temperatura, *d)* masa.

- 1.9 Dé un ejemplo de un elemento y otro de un compuesto. ¿Cuál es la diferencia entre elemento y compuesto?
- 1.10 ¿Cuántos elementos químicos se conocen?

Problemas

- 1.11 Diga si las siguientes aseveraciones describen propiedades físicas o químicas: *a)* El oxígeno gaseoso mantiene la combustión. *b)* Los fertilizantes ayudan a aumentar la producción agrícola. *c)* El agua hierve a menos de 100°C en la cima de una montaña. *d)* El plomo es más denso que el aluminio. *e)* El azúcar tiene sabor dulce.
- 1.12 Diga si a continuación se describe un cambio físico o uno químico: *a)* El helio gaseoso contenido en un globo tiende a escapar después de unas cuantas horas. *b)* Un rayo de luz se atenúa poco a poco y finalmente se apaga. *c)* El jugo de naranja congelado se reconstituye añadiéndole agua. *d)* El crecimiento de las plantas depende de la energía solar en un proceso denominado fotosíntesis. *e)* Una cucharadita de sal de mesa se disuelve en un tazón de sopa.
- 1.13 Dé los nombres de los elementos representados por los símbolos Li, F, P, Cu, As, Zn, Cl, Pt, Mg, U, Al, Si, Ne. (Véase tabla 1.1 y la cubierta interior de la portada.)
- 1.14 Dé los símbolos químicos para los siguientes elementos: *a)* potasio, *b)* estaño, *c)* cromo, *d)* boro, *e)* bario, *f)* plutonio, *g)* azufre, *h)* argón, *i)* mercurio. (Véase tabla 1.1 y la cubierta interior de la portada.)
- 1.15 Clasifique cada una de las siguientes sustancias como un elemento o un compuesto: *a)* hidrógeno, *b)* agua, *c)* oro, *d)* azúcar.
- 1.16 Clasifique cada uno de los siguientes como un elemento, un compuesto, una mezcla homogénea o una heterogénea: *a)* agua de mar, *b)* helio gaseoso, *c)* cloruro de sodio (sal de mesa), *d)* bebida gaseosa, *e)* leche malteada, *f)* aire, *g)* concreto.

Mediciones

Preguntas de repaso

- 1.17 Diga cuáles son las unidades SI fundamentales importantes en la química. Indique las unidades SI para expresar lo siguiente: *a)* longitud, *b)* volumen, *c)* masa, *d)* tiempo, *e)* energía, *f)* temperatura.
- 1.18 Escriba los números representados por los siguientes prefijos: *a)* mega-, *b)* kilo-, *c)* deci-, *d)* centi-, *e)* mili-, *f)* micro-, *g)* nano-, *h)* pico-.
- 1.19 ¿Qué unidades utilizan comúnmente los químicos para la densidad de los líquidos y sólidos? ¿Para la densidad de los gases? Explique las diferencias.
- 1.20 Describa las tres escalas de temperatura utilizadas en el laboratorio y en la vida diaria: escala Fahrenheit, escala Celsius y escala Kelvin.

Problemas

- 1.21 El bromo es un líquido café rojizo. Calcule su densidad (en g/mL) si 586 g de la sustancia ocupan 188 mL.
- 1.22 El mercurio es el único metal líquido a la temperatura ambiente. Su densidad es de 13.6 g/mL. Cuántos gramos de mercurio ocuparán un volumen de 95.8 mL?
- 1.23 Convierta las siguientes temperaturas a grados Celsius: *a)* 95°F, la temperatura en un día caluroso de verano;

b) 12°F, la temperatura en un día frío de invierno; *c)* una fiebre de 102°F; *d)* un horno que opera a 1 852°F.

- 1.24 *a)* Normalmente el cuerpo humano puede soportar una temperatura de 105°F por cortos periodos sin sufrir daños permanentes en el cerebro y otros órganos vitales. ¿Cuál es esta temperatura en grados Celsius? *b)* El etilenglicol es un compuesto orgánico líquido que se utiliza como anticongelante en los radiadores de automóviles. Se congela a -11.5°C. Calcule su temperatura de congelación en grados Fahrenheit. *c)* La temperatura de la superficie del Sol es de alrededor de 6 300°C, ¿cuál es la temperatura en grados Fahrenheit?
- 1.25 Convierta las siguientes temperaturas a kelvin: *a)* 113°C, el punto de fusión del azufre, *b)* 37°C, la temperatura corporal normal, *c)* 357°C, el punto de ebullición del mercurio.
- 1.26 Convierta las siguientes temperaturas a grados Celsius: *a)* 77 K, el punto de ebullición del nitrógeno líquido, *b)* 4.2 K, el punto de ebullición del helio líquido, *c)* 601 K, el punto de fusión del plomo.

Manejo de los números

Preguntas de repaso

- 1.27 ¿Qué ventaja tiene utilizar la notación científica en lugar de la decimal?
- 1.28 Defina el término cifra significativa. Indique la importancia de utilizar el número apropiado de cifras significativas en las mediciones y los cálculos.

Problemas

- 1.29 Expresé las siguientes cantidades en notación científica: *a)* 0.000000027, *b)* 356, *c)* 47 764, *d)* 0.096.
- 1.30 Expresé los siguientes números en forma de decimales: *a)* 1.52×10^{-2} , *b)* 7.78×10^{-8} .
- 1.31 Expresé las respuestas para las siguientes operaciones en notación científica:
a) $145.75 + (2.3 \times 10^{-1})$
b) $79\,500 \div (2.5 \times 10^2)$
c) $(7.0 \times 10^{-3}) - (8.0 \times 10^{-4})$
d) $(1.0 \times 10^4) \times (9.9 \times 10^6)$
- 1.32 Expresé las respuestas para los siguientes cálculos en notación científica:
a) $0.0095 + (8.5 \times 10^{-3})$
b) $653 \div (5.75 \times 10^{-8})$
c) $850\,000 - (9.0 \times 10^5)$
d) $(3.6 \times 10^{-4}) \times (3.6 \times 10^6)$
- 1.33 ¿Cuál es el número de cifras significativas en cada una de las siguientes cantidades medidas?:
a) 4 867 mi
b) 56 mL
c) 60 104 ton
d) 2 900 g
e) 40.2 g/cm³
f) 0.0000003 cm
g) 0.7 min
h) 4.6×10^{19} átomos
- 1.34 ¿Cuántas cifras significativas hay en cada uno de los siguientes números? *a)* 0.006 L, *b)* 0.0605 dm, *c)* 60.5 mg, *d)* 605.5 cm², *e)* 960×10^{-3} g, *f)* 6 kg, *g)* 60 m.
- 1.35 Efectúe las siguientes operaciones como si fueran cálculos de resultados experimentales y exprese cada respuesta en

las unidades correctas y con el número correcto de cifras significativas.

a) $5.6792 \text{ m} + 0.6 \text{ m} + 4.33 \text{ m}$

b) $3.70 \text{ g} - 2.9133 \text{ g}$

c) $4.51 \text{ cm} \times 3.6666 \text{ cm}$

- 1.36 Efectúe las siguientes operaciones como si fueran cálculos de resultados experimentales, y exprese cada respuesta en las unidades correctas y con el número correcto de cifras significativas.

a) $7.310 \text{ km} \div 5.70 \text{ km}$

b) $(3.26 \times 10^{-3} \text{ mg}) - (7.88 \times 10^{-5} \text{ mg})$

c) $(4.02 \times 10^6 \text{ dm}) + (7.74 \times 10^7 \text{ dm})$

El método del factor unitario

Problemas

- 1.37 Efectúe las siguientes conversiones: a) 22.6 m a decímetros, b) 25.4 mg a kilogramos.
- 1.38 Efectúe las siguientes conversiones: a) 242 lb a miligramos, b) 68.3 cm³ a metros cúbicos.
- 1.39 El precio del oro el 15 de abril del 2000 fue de 282 dólares por onza. ¿Cuánto costó 1.00 g de oro ese día? (1 onza = 28.4 g.)
- 1.40 ¿Cuántos segundos hay en un año solar (365.24 días)?
- 1.41 ¿Cuántos minutos tarda la luz solar en llegar a la Tierra? (La distancia del Sol a la Tierra es de 93 millones de millas; la velocidad de la luz es $= 3.00 \times 10^8 \text{ m/s}$.)
- 1.42 Un corredor a trote recorre una milla en 13 min. Calcule la velocidad en a) pulgadas/s, b) m/min, c) km/h. (1 mi = 1 609 m; 1 pulgada = 2.54 cm.)
- 1.43 Una persona que mide 6.0 pies pesa 168 lb. Exprese la altura de esta persona en metros y el peso en kilogramos. (1 lb = 453.6 g; 1 m = 3.28 pies.)
- 1.44 La velocidad límite en algunos estados de los Estados Unidos es de 55 millas por hora. ¿Cuál es la velocidad límite en kilómetros por hora? (1 mi = 1 609 m.)
- 1.45 Para que un jet despegue de la plataforma de un portaaviones, debe alcanzar una velocidad de 62 m/s. Calcule la velocidad en millas por hora (mph).
- 1.46 El contenido "normal" de plomo en la sangre humana es de aproximadamente 0.40 partes por millón (es decir, 0.40 g de plomo por millón de gramos de sangre). Un valor de 0.80 partes por millón (ppm) se considera peligroso. ¿Cuántos g de plomo están contenidos en $6.0 \times 10^3 \text{ g}$ de sangre (la cantidad en un adulto promedio) si el contenido de plomo es de 0.62 ppm?
- 1.47 Efectúe las siguientes conversiones: a) 1.42 años luz a millas (un año luz es una medida astronómica de distancia, es la distancia que recorre la luz en un año o 365 días, la velocidad de la luz es $3.00 \times 10^8 \text{ m/s}$), b) 32.4 yardas a centímetros, c) $3.0 \times 10^{10} \text{ cm/s}$ a pies/s.
- 1.48 Efectúe las siguientes conversiones: a) 47.4°F a grados Celsius, b) -273.15°C (en teoría, la temperatura más baja posible) a grados Fahrenheit, c) 71.2 cm³ a m³, d) 7.2 m³ a litros.
- 1.49 El aluminio es un metal ligero (densidad = 2.70 g/cm³) que se utiliza en la construcción de aviones, líneas de transmisión de alto voltaje, latas para bebidas y papel aluminio. ¿Cuál es su densidad en kg/m³?

- 1.50 Bajo ciertas condiciones, la densidad del amoníaco gaseoso es de 0.625 g/L. Calcular su densidad en g/cm³.

Problemas adicionales

- 1.51 Dé un enunciado cualitativo y otro cuantitativo para cada una de las sustancias de la siguiente lista: a) agua, b) carbono, c) hierro, d) hidrógeno gaseoso, e) sacarosa (azúcar de caña), f) sal de mesa (cloruro de sodio), g) mercurio, h) oro, i) aire.
- 1.52 ¿Cuáles de los siguientes enunciados describen propiedades físicas y cuáles propiedades químicas? a) El hierro tiende a oxidarse. b) El agua de lluvia en las regiones industrializadas tiende a ser ácida. c) Las moléculas de hemoglobina tienen color rojo. d) Cuando un vaso de agua se deja al sol, gradualmente desaparece el agua. e) Durante la fotosíntesis las plantas convierten el dióxido de carbono del aire en moléculas más complejas.
- 1.53 En el año 2000, se produjeron 95.4 miles de millones de libras de ácido sulfúrico en Estados Unidos. Convierta esta cantidad a toneladas.
- 1.54 Para la determinación de la densidad de una barra metálica rectangular, un estudiante hizo las siguientes mediciones: longitud, 8.53 cm; ancho, 2.4 cm; altura, 1.0 cm; masa, 52.7064 g. Calcule la densidad del metal con el número correcto de cifras significativas.
- 1.55 Calcule la masa de: a) una esfera de oro de 10.0 cm de radio [el volumen de una esfera de radio r es $V = (4/3)\pi r^3$; la densidad del oro es de 19.3 g/cm³], b) un cubo de platino de 0.040 mm de lado (la densidad del platino es de 21.4 g/cm³), c) 50.0 mL de etanol (la densidad del etanol es de 0.798 g/mL).
- 1.56 Un tubo cilíndrico de vidrio de 12.7 cm de largo se llena con mercurio. La masa del mercurio necesaria para llenar el tubo es de 105.5 g. Calcule el diámetro interno del tubo. (La densidad del mercurio es de 13.6 g/mL.)
- 1.57 Se empleó el siguiente procedimiento para determinar el volumen de un matraz. El matraz seco se pesó y después se llenó con agua. Las masas del matraz vacío y lleno fueron 56.12 g y 87.39 g, respectivamente, y la densidad del agua es 0.9976 g/cm³, calcule el volumen del matraz en cm³.
- 1.58 La velocidad del sonido en el aire a la temperatura ambiente es de aproximadamente 343 m/s. Calcule esta velocidad en millas por hora. (1 mi = 1 609 m.)
- 1.59 Un trozo de plata (Ag) metálica que pesa 194.3 g se coloca en una probeta que contiene 242.0 mL de agua. La lectura en la probeta es ahora de 260.5 mL. Calcule la densidad de la plata con estos datos.
- 1.60 El experimento descrito en el problema 1.59 es una forma poco exacta pero conveniente para la determinación de la densidad de algunos sólidos. Describa un experimento similar que permita medir la densidad del hielo. Específicamente, ¿qué requisitos debe satisfacer el líquido usado en el experimento?
- 1.61 Una esfera de plomo tiene una masa de $1.20 \times 10^4 \text{ g}$ y su volumen es de $1.05 \times 10^3 \text{ cm}^3$. Calcule la densidad del plomo.
- 1.62 El litio es el metal menos denso conocido (densidad: 0.53 g/cm³). ¿Cuál es el volumen que ocupan $1.20 \times 10^3 \text{ g}$ de litio?
- 1.63 Los termómetros clínicos que comúnmente se utilizan en el hogar pueden leer $\pm 0.1^\circ\text{F}$, mientras que los del consultorio

médico pueden tener una exactitud de $\pm 0.1^\circ\text{C}$. Expresé en grados Celsius el porcentaje de error esperado, cuando se mide la temperatura corporal de una persona (38.9°C) con cada uno de ellos.

- 1.64 La vainillina (utilizada para dar sabor a los helados y otros alimentos) es una sustancia cuyo aroma lo detecta el ser humano en cantidades muy pequeñas. El límite umbral es de 2.0×10^{-11} g por litro de aire. Si el precio actual de 50 g de vainillina es de 112 dólares, determine el costo para que el aroma de la vainillina pueda detectarse en un hangar para aeronaves cuyo volumen es de 5.0×10^7 pies³.
- 1.65 ¿A qué temperatura la lectura numérica en un termómetro Celsius es igual a la marcada en un termómetro Fahrenheit?
- 1.66 Suponga que se ha inventado una nueva escala de temperatura en la que el punto de fusión (-117.3°C) y el punto de ebullición (78.3°C) del etanol se toman como 0°S y 100°S , respectivamente; donde S es el símbolo para la nueva escala de temperatura. Derive una ecuación que relacione una lectura en esta escala con una lectura en la escala Celsius. ¿Qué lectura daría este termómetro a 25°C ?
- 1.67 Un adulto en reposo necesita aproximadamente 240 mL de oxígeno puro/min y tiene una frecuencia respiratoria de 12 veces por minuto. Si el aire inhalado contiene 20% de oxígeno en volumen y el aire exhalado 16%, ¿cuál es el volumen de aire por respiración? (Suponga que el volumen de aire inhalado es igual al del aire exhalado.)
- 1.68 a) Con referencia al problema 1.67, calcule el volumen total (en litros) del aire que respira por día un adulto. b) En una ciudad con tráfico pesado, el aire contiene 2.1×10^{-6} L de monóxido de carbono (un gas venenoso) por litro. Calcule la ingestión diaria promedio (en litros) de monóxido de carbono de una persona.
- 1.69 El volumen total del agua de mar es 1.5×10^{21} L. Suponga que esta agua contiene 3.1 por ciento en masa de cloruro de sodio y su densidad es de 1.03 g/mL. Calcule la masa total de cloruro de sodio en kilogramos y en toneladas (1 ton = 2 000 lb; 1 lb = 453.6 g.)
- 1.70 El magnesio (Mg) es un metal valioso que se utiliza en aleaciones, en baterías y en la fabricación de reactivos químicos. Se obtiene principalmente del agua de mar, que contiene 1.3 g de Mg por kilogramo de agua de mar. Con referencia al problema 1.69, calcule el volumen de agua de mar (en litros) necesario para extraer 8.0×10^4 ton de Mg, que es la producción anual del metal en Estados Unidos.
- 1.71 A una estudiante se le da un crisol y se le pide demostrar si está hecho de platino puro. La estudiante primero pesa el crisol en aire y luego lo pesa suspendido en agua (densidad del agua 0.9986 g/mL). Las lecturas de las pesadas son 860.2 g y 820.2 g, respectivamente. Con base en estas mediciones, y dado que la densidad del platino es de 21.45 g/cm^3 , ¿a qué conclusión llegaría? (Sugerencia: Un objeto suspendido en un fluido se mantiene a flote por la masa del fluido desplazada por el objeto. Desprecie la presión de flotación del aire.)
- 1.72 El área de la superficie y la profundidad promedio del océano Pacífico son de $1.8 \times 10^8 \text{ km}^2$ y $3.9 \times 10^3 \text{ m}$, respectivamente. Calcule el volumen de agua (en litros) del océano.
- 1.73 La unidad "onza troy" se usa a menudo para metales preciosos como el oro (Au) y el platino (Pt). (1 onza troy = 31.103 g.) a) Una moneda de oro pesa 2.41 onzas troy. Calcule su

masa en gramos. b) ¿Una onza troy es más pesada o más ligera que una onza? (1 lb = 16 oz; 1 lb = 453.6 g.)

- 1.74 El osmio (Os) es el elemento más denso que se conoce (densidad = 22.57 g/cm^3). Calcule la masa en libras y en kilogramos de una esfera de Os de 15 cm de diámetro (aproximadamente el tamaño de una uva). Vea el problema 1.55 para el volumen de una esfera.
- 1.75 El porcentaje de error se expresa a menudo como el valor absoluto de la diferencia entre el valor verdadero y el experimental, dividido entre el valor verdadero:

$$\text{porcentaje de error} = \frac{|\text{valor verdadero} - \text{valor experimental}|}{\text{valor verdadero}} \times 100\%$$

Las líneas verticales indican valor absoluto. Calcule el porcentaje de error para las siguientes mediciones: a) La densidad del alcohol (etanol) encontrada es de 0.802 g/mL. (Valor real: 0.798 g/mL.) b) La masa de oro de un arete fue de 0.837 g. (Valor real: 0.864 g.)

- 1.76 La abundancia de los elementos naturales en el cuerpo humano, expresada como porcentaje en masa, es: oxígeno (O), 65%; carbono (C), 18%; hidrógeno (H), 10%; nitrógeno (N), 3%; calcio (Ca), 1.6%; fósforo (P), 1.2%; los otros elementos constituyen el 1.2%. Calcule la masa en gramos de cada elemento en el cuerpo de una persona de 62 kg.
- 1.77 El récord mundial (de 1997) en la carrera de una milla para hombres es de 3 min 44.39 s. A esta velocidad, ¿cuánto tomaría recorrer una pista de 1 500 m? (1 mi = 1 609 m.)
- 1.78 Venus, el segundo planeta más cercano al Sol, tiene una temperatura en su superficie de $7.3 \times 10^2 \text{ K}$. Convierta esta temperatura a $^\circ\text{C}$ y $^\circ\text{F}$.
- 1.79 La calcopirita, el principal mineral de cobre (Cu), contiene 34.63 por ciento de Cu en masa. ¿Cuántos gramos de Cu pueden obtenerse a partir de $5.11 \times 10^3 \text{ kg}$ del mineral?
- 1.80 Se ha estimado que la explotación del oro (Au) asciende a 8.0×10^4 toneladas. Suponga un costo para el oro de 350 dólares por onza. ¿Cuál es el valor total de esta cantidad de oro?
- 1.81 Un volumen de 1.0 mL de agua de mar contiene aproximadamente 4.0×10^{-12} g de oro. El volumen total del agua del océano es de $1.5 \times 10^{21} \text{ L}$. Calcule la cantidad total de oro (en gramos) que hay en el agua de mar, así como el valor del oro en dólares (véase el problema 1.80). ¿Con tanto oro que hay en el océano, por qué nadie se ha hecho rico explotándolo de ahí?
- 1.82 Las mediciones muestran que 1.0 g de hierro (Fe) contiene 1.1×10^{22} átomos de Fe. ¿Cuántos átomos de Fe hay en 4.9 g de Fe y cuál es la cantidad total de hierro en el cuerpo de un adulto promedio?
- 1.83 La capa externa más delgada de la Tierra, denominada corteza, contiene sólo 0.50% de la masa total de la Tierra y aun así es la fuente de casi todos los elementos (la atmósfera proporciona elementos como oxígeno, nitrógeno y algunos otros gases). El silicio (Si) es el segundo elemento más abundante de la corteza terrestre (27.2% en masa). Calcule la masa de silicio en kilogramos en la corteza terrestre. (La masa de la Tierra es de 5.9×10^{21} toneladas. 1 ton = 2 000 lb; 1 lb = 453.6 g.)

- 1.84 El diámetro de un átomo de cobre (Cu) es aproximadamente 1.3×10^{-12} m. ¿Cuántas veces se puede dividir una pieza de 10 cm de alambre de cobre hasta que se reduzca a dos átomos de cobre? (Suponga que existen herramientas apropiadas para este procedimiento y que los átomos de cobre están en contacto entre sí formando una hilera en línea recta. Redondee la respuesta a un entero.)
- 1.85 Un galón de gasolina en un motor de automóvil produce en promedio 9.5 kg de dióxido de carbono, que es un gas de invernadero, es decir, promueve el calentamiento de la atmósfera terrestre. Calcule la producción anual de este gas, en kilogramos, si existen 40 millones de automóviles en Estados Unidos, y cada uno cubre una distancia de 5 000 mi con una velocidad de consumo de 20 millas por galón.
- 1.86 Una hoja de papel aluminio (Al) tiene un área total de 1.000 pies² y una masa de 3.636 g. ¿Cuál es el grosor del papel en milímetros? (Densidad del Al = 2.699 g/cm³.)
- 1.87 Analice si cada una de las siguientes mezclas es homogénea o heterogénea: a) aire en una botella cerrada; b) aire en la ciudad de Nueva York.
- 1.88 El cloro se utiliza para desinfectar albercas. La concentración aceptada para este fin es de 1 ppm de cloro, o 1 g de cloro por millón de gramos de agua. Calcule el volumen (en mililitros) de una solución de cloro que deberá añadir la propietaria de una alberca si la solución contiene 6.0% de cloro en masa y la alberca tiene 2.0×10^4 galones de agua (1 galón = 3.79 L; densidad de los líquidos = 1.0 g/mL.)
- 1.89 La reserva mundial total de petróleo se ha estimado en 2.0×10^{22} J (el joule es la unidad de energía, $1 \text{ J} = 1 \text{ kg m}^2/\text{s}^2$). A la actual velocidad de consumo, 1.8×10^{20} J/año, ¿cuánto tiempo tomaría agotar la reserva?
- 1.90 Para conservar el agua, los químicos aplican una delgada película de un cierto material inerte sobre la superficie del agua para disminuir su velocidad de evaporación. Esta técnica fue introducida hace tres siglos por Benjamín Franklin, quien encontró que 0.10 mL de aceite podría extenderse cubriendo una superficie de 40 m² de agua. Suponiendo que el aceite forma una *monocapa*, es decir, una capa cuyo grosor es de una molécula, determine la longitud en nanómetros de cada molécula de aceite. (1 nm = 1×10^{-9} m.)
- 1.91 La fluoración es el proceso de agregar compuestos de flúor al agua potable para ayudar a combatir la caries dental. Una concentración de 1 ppm de flúor es suficiente para este fin. (1 ppm significa una parte por millón, o 1 g de flúor por un millón de gramos de agua.) El compuesto normalmente seleccionado para este fin es el fluoruro de sodio, que también se le añade a algunos dentífricos. Calcule la cantidad de fluoruro de sodio, en kilogramos, que se necesita anualmente para una ciudad de 50 000 personas si el consumo diario de agua por persona es de 150 galones. ¿Qué porcentaje de fluoruro de sodio se “desperdicia” si cada persona sólo utiliza 6.0 L de agua por día para beber y cocinar? (El fluoruro de sodio contiene 45.0% de flúor en masa. 1 galón = 3.79 L; 1 año = 365 días; 1 ton = 2 000 lb; 1 lb = 453.6 g; densidad del agua = 1.0 g/mL.)
- 1.92 Una compañía de gas de Massachusetts cobra 1.30 dólares por 15.0 pies³ de gas natural. a) Convierta esta relación a dólares por litro de gas. b) Al hervir un litro de agua se consumen 0.304 pies³ de gas empezando a la temperatura ambiente (25°C). ¿Cuánto costaría calentar un recipiente con 2.1 L de agua?
- 1.93 Las feromonas son compuestos secretados por las hembras de muchas especies de insectos para atraer a los machos. Típicamente, 1.0×10^{-8} g de una feromona es suficiente para llegar a todos los insectos macho blanco dentro de un radio de 0.50 mi. Calcule la densidad de la feromona (en gramos por litro) en un espacio cilíndrico de aire con un radio de 0.50 mi y una altura de 40 ft.
- 1.94 Los dinosaurios dominaron la vida terrestre durante millones de años y después desaparecieron repentinamente. En la etapa de recolección de datos, los paleontólogos estudiaron los fósiles y los esqueletos que encontraron en las rocas en varias capas de la corteza terrestre. Sus descubrimientos les permitieron elaborar un mapa con las diferentes especies que existieron en la Tierra durante periodos geológicos específicos. También mostraron que no se encontraron esqueletos de dinosaurios en rocas que se formaron inmediatamente después del periodo Cretácico, que data de hace 65 millones de años. Por esta razón, supusieron que los dinosaurios se extinguieron hace 65 millones de años.
- Entre las muchas hipótesis que explican su desaparición está la que habla de la interrupción de la cadena alimenticia y el cambio drástico del clima, como consecuencia de las violentas erupciones volcánicas. Sin embargo, no había evidencias convincentes para ninguna hipótesis, hasta 1977. Fue entonces cuando un grupo de paleontólogos que estaba trabajando en Italia encontró algunas piezas del rompecabezas en un lugar cercano a Gubbio. Los análisis químicos de una capa de arcilla que se depositó sobre los sedimentos formados durante el periodo Cretácico (y, por tanto es una capa que registra los acontecimientos que ocurrieron *después* del periodo Cretácico) mostraron un contenido muy alto del elemento iridio. El iridio es un elemento muy raro en la corteza terrestre, pero es abundante en los asteroides.
- Esta investigación condujo a la hipótesis de que la extinción de los dinosaurios ocurrió como se refiere a continuación. Para explicar la cantidad de iridio que se encontró, los científicos sugirieron que un enorme asteroide de varias millas de diámetro chocó contra la Tierra, momento de la desaparición de los dinosaurios. El impacto del asteroide sobre la superficie de la Tierra debe haber sido tan fuerte que, literalmente, causó la evaporación de una gran cantidad de rocas, sólidos y otros objetos que se encontraban en los alrededores. El polvo y los escombros que se formaron flotaron en el aire e impidieron el paso de la luz solar durante meses o años. Sin la luz solar suficiente, la mayoría de las plantas no pudo crecer y terminó por morir. Como consecuencia, perecieron muchos animales herbívoros y, finalmente, los animales carnívoros empezaron a pasar hambre. La limitación en las fuentes de alimentación afectó de manera más severa y rápidamente a los animales grandes que a los pequeños, por su necesidad de mayor cantidad de alimento. Por consiguiente, los grandes dinosaurios desaparecieron por la falta de alimentos. a) ¿Cómo se ilustra el método científico con el estudio de la extinción de los dinosaurios? b) Sugiera dos formas que permitan demostrar esta hipótesis. c) En la opinión del lector, ¿se justifica hacer referencia a la explicación del asteroide como una teoría para la extinción

de los dinosaurios? *d*) La evidencia disponible sugiere que aproximadamente 20 por ciento de la masa del asteroide se hizo polvo y se dispersó de manera uniforme en la Tierra para después depositarse en la atmósfera. Este polvo constituye alrededor de 0.02 g/cm^2 de la superficie de la Tierra. El asteroide probablemente tenía una densidad de unos 2 g/cm^3 . Calcule la masa (en kilogramos y toneladas) y el radio (en metros) del asteroide, suponiendo que tuviera forma esférica. (El área de la Tierra es $5.1 \times 10^{14} \text{ m}^2$; $1 \text{ lb} = 453.6 \text{ g}$.)

(Fuente: *Consider a Spherical Cow—A Course in Environmental Problem Solving*, J. Harte, University Science Books, Mill Valley, CA, 1988. Con autorización.)

Respuestas a los ejercicios

1.1 96.5 g. **1.2** 341 g. **1.3** *a*) 621.5°F , *b*) 78.3°C , *c*) -196°C .
1.4 *a*) Dos, *b*) cuatro, *c*) tres, *d*) dos, *e*) tres o dos. **1.5** *a*) 26.76 L,
b) 4.4 g, *c*) $1.6 \times 10^7 \text{ dm}$, *d*) 0.0756 g/mL , *e*) $6.69 \times 10^4 \text{ m}$.
1.6 2.36 lb. **1.7** $1.08 \times 10^5 \text{ m}^3$. **1.8** 0.534 g/cm^3 .

Átomos, moléculas y iones



La ilustración muestra a Marie y Pierre Curie trabajando en su laboratorio. Los Curie estudiaron e identificaron muchos elementos radiactivos.

- 2.1 La teoría atómica
- 2.2 La estructura del átomo
- 2.3 Número atómico, número de masa e isótopos
- 2.4 La tabla periódica
- 2.5 Moléculas y iones
- 2.6 Fórmulas químicas
- 2.7 Nomenclatura de los compuestos

Introducción

Desde épocas remotas, los humanos se han interesado por la naturaleza de la materia. Las ideas modernas sobre la estructura de la materia se basan en la teoría atómica de Dalton, de principios del siglo XIX. En la actualidad se sabe que toda la materia está formada por átomos, moléculas y iones. La química siempre se relaciona, de una u otra forma, con estas especies.

2.1 La teoría atómica

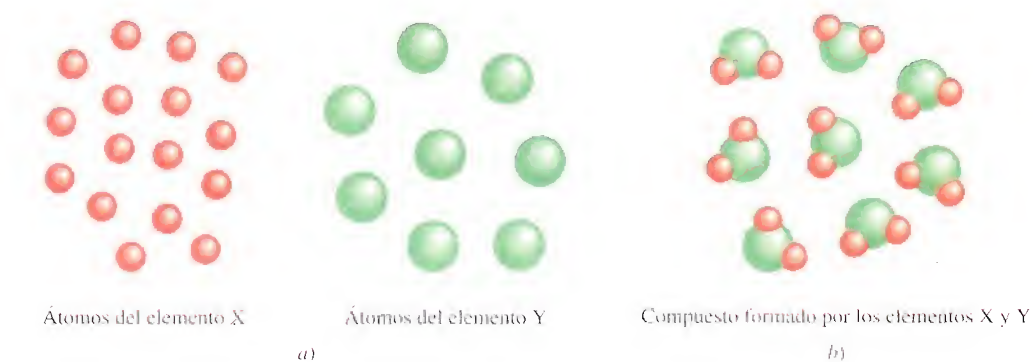
En el siglo V a.C., el filósofo griego Demócrito expresó la idea de que toda la materia estaba formada por muchas partículas pequeñas e indivisibles que llamó *átomos* (que significa indestructible o indivisible). A pesar de que la idea de Demócrito no fue aceptada por muchos de sus contemporáneos (entre ellos, Platón y Aristóteles), ésta se mantuvo. Las evidencias experimentales de algunas investigaciones científicas apoyaron el concepto del “atomismo”, lo que condujo, de manera gradual, a las definiciones modernas de elementos y compuestos. En 1808, un científico inglés, el profesor John Dalton,¹ formuló una definición precisa de las unidades indivisibles con las que está formada la materia y que llamamos átomos.

El trabajo de Dalton marcó el principio de la era de la química moderna. Las hipótesis sobre la naturaleza de la materia, en las que se basa la teoría atómica de Dalton, pueden resumirse como sigue:

1. Los elementos están formados por partículas extremadamente pequeñas llamadas átomos. Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos, tienen igual tamaño, masa y propiedades químicas. Los átomos de un elemento son diferentes a los átomos de todos los demás elementos.
2. Los compuestos están formados por átomos de más de un elemento. En cualquier compuesto, la relación del número de átomos entre dos de los elementos presentes siempre es un número entero o una fracción sencilla.
3. Una reacción química implica sólo la separación, combinación o reordenamiento de los átomos; nunca supone la creación o destrucción de los mismos.

En la figura 2.1 se muestra una representación esquemática de las dos primeras hipótesis.

FIGURA 2.1 a) De acuerdo con la teoría atómica de Dalton, los átomos de un mismo elemento son idénticos, pero los átomos de un elemento son diferentes a los átomos de otros elementos. b) Compuesto formado por átomos de los elementos X y Y. En este caso, la relación de átomos del elemento X y átomos del elemento Y es 2 : 1.



¹ John Dalton (1766-1844). Químico, matemático y filósofo inglés. además de la teoría atómica formuló varias leyes sobre gases y fue el primero en dar una descripción detallada sobre la ceguera a los colores, enfermedad que él padecía. Se ha descrito a Dalton como un experimentador desinteresado, con un deficiente manejo del lenguaje. Su único pasatiempo era jugar a los bolos, los jueves por la tarde. Probablemente la visión de esas bolas de madera le dio la idea de la teoría atómica.

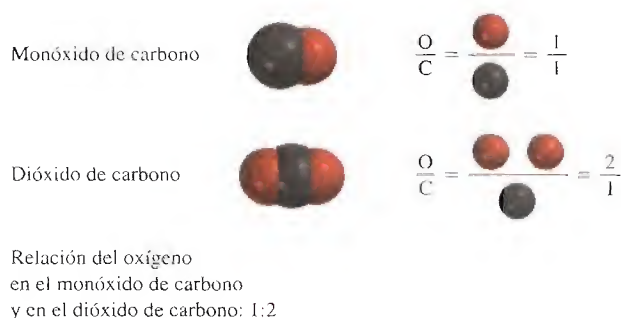


FIGURA 2.2 Ilustración de la ley de Dalton de las proporciones múltiples.

La segunda hipótesis sugiere que, para formar un determinado compuesto, no solamente se necesitan los átomos de los elementos correctos, sino que es indispensable un número específico de dichos átomos. Esta idea es una extensión de una ley publicada en 1799 por el químico francés Joseph Proust.² La **ley de las proporciones definidas** de Proust establece que *muestras diferentes de un mismo compuesto siempre contienen los mismos elementos y en la misma proporción de masa*. Así, si se analizan muestras de dióxido de carbono gaseoso obtenidas de diferentes fuentes, en todas las muestras se encontrará la misma proporción de masa de carbono y oxígeno. Entonces, si la proporción de las masas de los diferentes elementos de un compuesto es una cantidad fija, la proporción de los átomos de los elementos en dicho compuesto también debe ser constante.

La segunda hipótesis de Dalton confirma otra importante ley, la **ley de las proporciones múltiples**. Según esta ley, *si dos elementos pueden combinarse para formar más de un compuesto, la masa de uno de los elementos que se combina con una masa fija del otro, mantiene una relación de números enteros pequeños*. La teoría de Dalton explica la ley de las proporciones múltiples de una manera muy sencilla: diferentes compuestos formados por los mismos elementos difieren en el número de átomos de cada clase. Por ejemplo, el carbono forma dos compuestos estables con el oxígeno, llamados monóxido de carbono y dióxido de carbono. Las técnicas modernas de medición indican que un átomo de carbono se combina con un átomo de oxígeno en el monóxido de carbono, y con dos átomos de oxígeno en el dióxido de carbono. De esta manera, la proporción de oxígeno en el monóxido de carbono y en el dióxido de carbono es 1 : 2. Este resultado está de acuerdo con la ley de las proporciones múltiples (figura 2.2).

La tercera hipótesis de Dalton es una forma de enunciar la **ley de la conservación de la masa**, la cual establece que *la materia no se crea ni se destruye*. Debido a que la materia está formada por átomos, que no cambian en una reacción química, se concluye que la masa también se debe conservar. La brillante idea de Dalton sobre la naturaleza de la materia fue el principal estímulo para el rápido progreso de la química durante el siglo XIX.

2.2 La estructura del átomo

Con base en la teoría atómica de Dalton, un **átomo** se define como *la unidad básica de un elemento que puede intervenir en una combinación química*. Dalton describió un átomo como una partícula extremadamente pequeña e indivisible. Sin embargo, una serie de investigaciones iniciadas alrededor de 1850, y que continuaron hasta el siglo XX, demostraron claramente que los átomos tienen una estructura interna, es decir, que están formados por partículas aún más pequeñas, llamadas *partículas subatómicas*. Estas in-

² Joseph Louis Proust (1754-1826). Químico francés. Proust fue la primera persona que aisló azúcar a partir de las uvas.

vestigaciones condujeron al descubrimiento de tres partículas: electrones, protones y neutrones.

El electrón

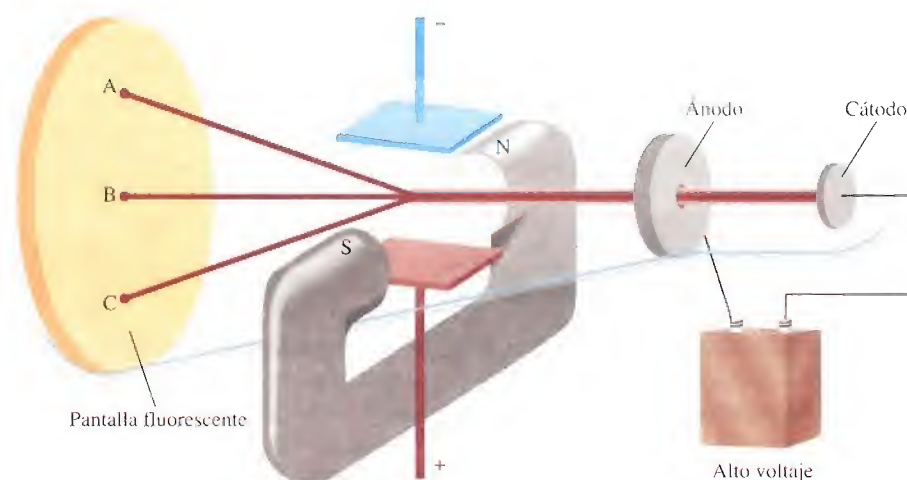
En la década de 1890, muchos científicos estaban interesados en el estudio de la **radiación**, la emisión y transmisión de la energía a través del espacio en forma de ondas. La información obtenida por estas investigaciones contribuyó al conocimiento de la estructura atómica. Para investigar sobre este fenómeno se utilizó un tubo de rayos catódicos, precursor de los tubos utilizados en los televisores (figura 2.3). Consta de un tubo de vidrio del cual se ha evacuado casi todo el aire. Si se colocan dos placas metálicas y se conectan a una fuente de alto voltaje, la placa con carga negativa, llamada **cátodo**, emite un rayo invisible. Este rayo catódico se dirige hacia la placa con carga positiva, llamada **ánodo**, que atraviesa por una perforación y continúa su trayectoria hasta el otro extremo del tubo. Cuando dicho rayo alcanza el extremo, cubierto de una manera especial, produce una fuerte fluorescencia o luz brillante.

En algunos experimentos se colocaron, *por fuera* del tubo de rayos catódicos, dos placas cargadas eléctricamente y un electroimán (véase la figura 2.3). Cuando se conecta el campo magnético y el campo eléctrico permanece desconectado, los rayos catódicos alcanzan el punto A del tubo. Cuando está conectado solamente el campo eléctrico, los rayos llegan al punto C. Cuando tanto el campo magnético como el eléctrico están desconectados, o bien cuando ambos están conectados pero se balancean de forma que se cancelan mutuamente, los rayos alcanzan el punto B. De acuerdo con la teoría electromagnética, un cuerpo cargado, en movimiento, se comporta como un imán y puede interactuar con los campos magnéticos y eléctricos que atraviesa. Debido a que los rayos catódicos son atraídos por la placa con carga positiva y repelidos por la placa con carga negativa, deben consistir en partículas con carga negativa. Actualmente, estas **partículas con carga negativa** se conocen como **electrones**. En la figura 2.4 se muestra el efecto de un imán sobre los rayos catódicos.

El físico inglés J. J. Thomson,³ utilizó un tubo de rayos catódicos y su conocimiento de la teoría electromagnética para determinar la relación entre la carga eléctrica y la masa de un electrón. El número que obtuvo fue de -1.76×10^8 C/g, en donde C es la

Los electrones normalmente se encuentran en los átomos. Sin embargo, se pueden estudiar de manera individual.

FIGURA 2.3 Tubo de rayos catódicos con un campo eléctrico perpendicular a la dirección de los rayos catódicos y a un campo magnético externo. Los símbolos N y S representan los polos norte y sur de un imán. Los rayos catódicos alcanzan el final del tubo en el punto A, en presencia de un campo magnético; en el punto C, en presencia de un campo eléctrico, y en el punto B, cuando no hay campos externos presentes o bien cuando los efectos del campo eléctrico y del campo magnético se cancelan mutuamente.



³ Joseph John Thomson (1856-1940). Físico británico, recibió el Premio Nobel de física en 1906 por el descubrimiento del electrón.

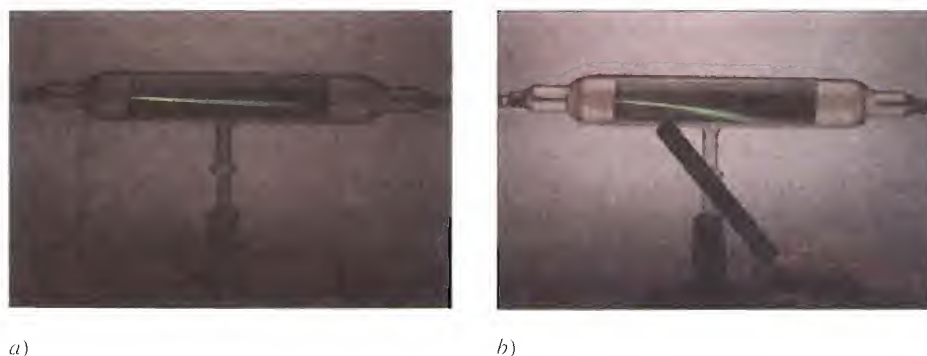


FIGURA 2.4 a) Rayos catódicos producidos en un tubo de descarga. Por sí mismos, estos rayos son invisibles; el color verde se debe a la fluorescencia que produce el sulfuro de zinc, que recubre al tubo. b) Los rayos catódicos son desviados por la presencia de un imán.

unidad de carga eléctrica, en *coulombs*. Más tarde, entre 1908 y 1917, R. A. Millikan⁴ llevó a cabo una serie de experimentos para medir la carga del electrón con gran precisión. Su trabajo demostró que la carga de cada electrón era exactamente la misma. En su experimento, Millikan analizó el movimiento de minúsculas gotas de aceite que adquirían carga estática a partir de los iones del aire. Suspendía en el aire las gotas cargadas mediante la aplicación de un campo eléctrico y seguía su movimiento con un microscopio (figura 2.5). Al aplicar sus conocimientos sobre electrostática, Millikan encontró que la carga de un electrón es de $-1.6022 \times 10^{-19} \text{ C}$. A partir de estos datos calculó la masa de un electrón:

$$\begin{aligned} \text{masa de un electrón} &= \frac{\text{carga}}{\text{carga/masa}} \\ &= \frac{-1.6022 \times 10^{-19} \text{ C}}{-1.76 \times 10^8 \text{ C/g}} \\ &= 9.10 \times 10^{-28} \text{ g} \end{aligned}$$

Que es un valor de masa extremadamente pequeño.

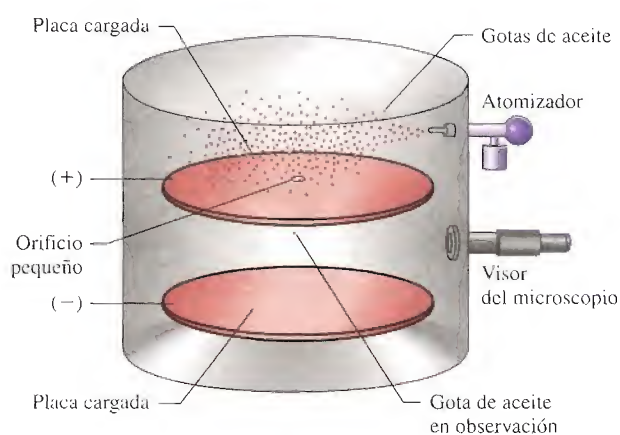


FIGURA 2.5 Diagrama esquemático del experimento de Millikan de la gota de aceite

⁴ Robert Andrews Millikan (1868-1953). Físico norteamericano, galardonado con el Premio Nobel de física en 1923 por la determinación de la carga del electrón.

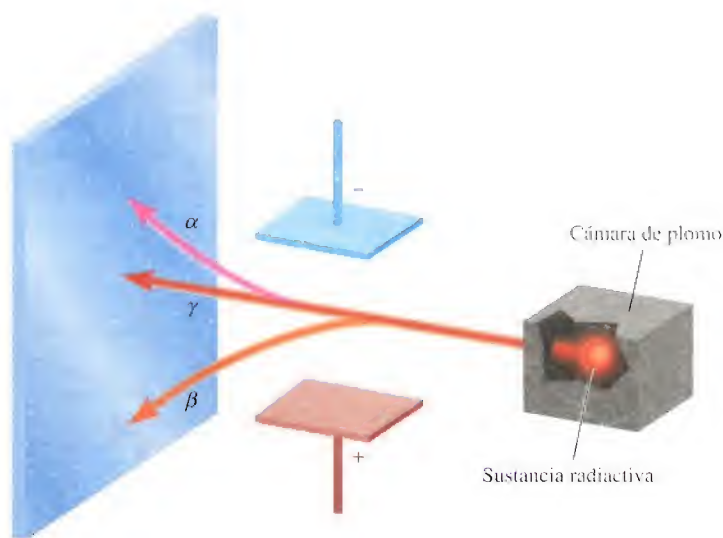
Radiactividad

En 1895, el físico alemán Wilhelm Röntgen⁵ observó que cuando los rayos catódicos incidían sobre el vidrio y los metales, hacían que éstos emitieran unos rayos desconocidos. Estos rayos muy energéticos eran capaces de atravesar la materia, oscurecían las placas fotográficas, incluso cubiertas, y producían fluorescencia en algunas sustancias. Debido a que estos rayos no eran desviados de su trayectoria por un imán, no estaban constituidos por partículas con carga, como los rayos catódicos. Röntgen les dio el nombre de rayos X, por su naturaleza desconocida.

Poco después del descubrimiento de Röntgen, Antoine Becquerel,⁶ profesor de física en París, empezó a estudiar las propiedades fluorescentes de las sustancias. Accidentalmente encontró que algunos compuestos de uranio oscurecían las placas fotográficas cubiertas, incluso en ausencia de rayos catódicos. Al igual que los rayos X, los rayos provenientes de los compuestos de uranio resultaban altamente energéticos y no los desviaba un imán, pero diferían de los rayos X en que se emitían de manera espontánea. Marie Curie,⁷ discípula de Becquerel, sugirió el nombre de **radiactividad** para describir la *emisión espontánea de partículas y/o radiación*. Desde entonces se dice que un elemento es **radiactivo** si emite radiación de manera espontánea.

La *desintegración* o descomposición de las sustancias radiactivas, como el uranio, produce tres tipos de rayos diferentes. Dos de estos rayos son desviados de su trayectoria por placas metálicas con cargas opuestas (figura 2.6). Los **rayos alfa** (α) constan de *partículas cargadas positivamente*, llamadas **partículas α** , que se apartan de la placa con carga positiva. Los **rayos beta** (β), o **partículas β** , son *electrones* y se alejan de la placa con carga negativa. Un tercer tipo de radiación consta de rayos de alta energía,

FIGURA 2.6 Los tres tipos de rayos emitidos por elementos radiactivos. Los rayos β consisten en partículas con carga negativa (electrones), por lo que son atraídos por la placa cargada positivamente. Lo contrario ocurre con los rayos α , que tienen carga positiva y se dirigen hacia la placa cargada negativamente. Debido a que los rayos γ no presentan carga, su trayectoria no se ve afectada por un campo eléctrico externo.



⁵ Wilhelm Konrad Röntgen (1845-1923). Físico alemán, recibió el Premio Nobel de física en 1901 por el descubrimiento de los rayos X.

⁶ Antoine Henri Becquerel (1852-1908). Físico francés, galardonado con el Premio Nobel de física en 1903 por el descubrimiento de la radiactividad del uranio.

⁷ Marie (Marya Skłodowska) Curie (1867-1934). Química y física polaca, por nacimiento. En 1903 ella y su esposo francés, Pierre Curie, fueron galardonados con el Premio Nobel de física por su trabajo sobre la radiactividad. En 1911 ella recibió de nuevo el Premio Nobel, en esta ocasión de química, por su trabajo con los elementos radiactivos radio y polonio. Es una de las tres únicas personas que ha recibido en dos ocasiones el Premio Nobel en ciencias. A pesar de su gran contribución a las ciencias en 1911 se rechazó, por un voto, su nominación a la Academia de Ciencias Francesas ¡por el hecho de ser mujer! Su hija y su yerno, Irene y Frederic Joliot-Curie, compartieron el Premio Nobel de química en 1935.

llamados **rayos gamma** (γ). Al igual que los rayos X, los rayos γ no presentan carga y no les afecta un campo externo.

El protón y el núcleo

Desde principios de 1900 ya se conocían dos características de los átomos: contienen electrones y son eléctricamente neutros. Para que un átomo sea neutro debe contener el mismo número de cargas positivas y negativas. Thomson propuso que un átomo podía visualizarse como una esfera uniforme cargada positivamente, dentro de la cual se encontraban los electrones como si fueran las pasas en un pastel (figura 2.7). Este modelo, llamado “modelo del budín de pasas”, se aceptó como una teoría durante algunos años.

En 1910 un físico neozelandés, Ernest Rutherford,⁸ que estudió con Thomson en la Universidad de Cambridge, utilizó partículas α para demostrar la estructura de los átomos. Junto con su colega Hans Geiger⁹ y un estudiante de licenciatura llamado Ernest Marsden,¹⁰ Rutherford efectuó una serie de experimentos utilizando láminas muy delgadas de oro y de otros metales, como blanco de partículas α provenientes de una fuente radiactiva (figura 2.8). Ellos observaron que la mayoría de las partículas atravesaban la lámina sin desviarse, o bien con una ligera desviación. De vez en cuando, algunas partículas α eran dispersadas (o desviadas) de su trayectoria con un gran ángulo. ¡En algunos casos, las partículas α regresaban por la misma trayectoria hacia la fuente radiactiva! Éste fue el descubrimiento más sorprendente ya que, según el modelo de Thomson, la carga positiva del átomo era tan difusa que se esperaba que las partículas α atravesaran las láminas sin desviarse o con una desviación mínima. El comentario de Rutherford sobre este descubrimiento fue el siguiente: “Resultó tan increíble como si usted hubiera lanzado una bala de 15 pulgadas hacia un trozo de papel de seda y la bala se hubiera regresado hacia usted.”

Tiempo después, Rutherford pudo explicar los resultados del experimento de la dispersión de partículas α utilizando un nuevo modelo de átomo. De acuerdo con Rutherford, la mayor parte de los átomos debe ser espacio vacío. Esto explica por qué la mayoría de

La carga positiva está distribuida de manera uniforme en toda la esfera

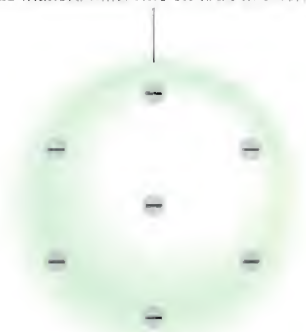


FIGURA 2.7 Modelo atómico de Thomson, algunas veces llamado el modelo “del budín de pasas” por su semejanza con el tradicional postre inglés que contiene pasas. Los electrones están insertos en una esfera uniforme cargada positivamente.



dispersión de una partícula α

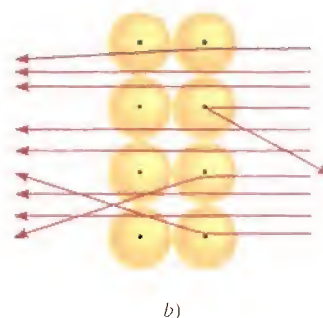
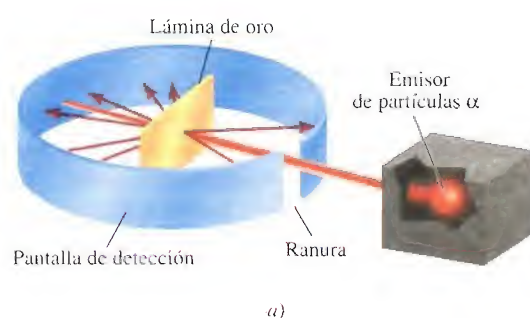


FIGURA 2.8 a) Diseño experimental de Rutherford para medir la dispersión de las partículas α causada por una lámina de oro. La mayoría de las partículas α atraviesan la lámina de oro con poca o ninguna desviación. Algunas se desvían con un ángulo grande. Ocasionalmente alguna partícula invierte su trayectoria. b) Esquema amplificado de la trayectoria de las partículas α al atravesar o ser desviadas por los núcleos.

⁸ Ernest Rutherford (1871-1937). Físico neozelandés. Rutherford realizó la mayor parte de su trabajo en Inglaterra (en las universidades de Manchester y de Cambridge). Recibió el Premio Nobel de química en 1908 por sus investigaciones sobre la estructura del núcleo atómico. Un comentario frecuente que siempre hacía a sus estudiantes era que “toda la ciencia es física o una colección de estampillas”.

⁹ Johannes Hans Wilhelm Geiger (1882-1945). Físico alemán. El trabajo Geiger se enfocó a la estructura del núcleo atómico y a la radiactividad. Inventó un dispositivo para medir la radiación, que actualmente se conoce como contador de Geiger.

¹⁰ Ernest Marsden (1889-1970). Físico inglés. Es gratificante saber que un estudiante de licenciatura puede ayudar a ganar un Premio Nobel. Marsden contribuyó de manera significativa al desarrollo de la ciencia en Nueva Zelanda.

las partículas α atravesaron la lámina de oro sufriendo poca o ninguna desviación. Rutherford propuso que las cargas positivas de los átomos estaban concentradas en *un denso conglomerado central dentro del átomo*, que llamó **núcleo**. Cuando una partícula α pasaba cerca del núcleo en el experimento, actuaba sobre ella una gran fuerza de repulsión, lo que originaba una gran desviación. Más aún, cuando una partícula α incidía directamente sobre el núcleo, experimentaba una repulsión tan grande que su trayectoria se invertía por completo.

Las partículas del núcleo que tienen carga positiva reciben el nombre de **protones**. En otros experimentos se encontró que los protones tienen la misma *cantidad* de carga que los electrones y que su masa es de 1.67262×10^{-24} g, aproximadamente 1 840 veces la masa de las partículas con carga negativa, los electrones.

Hasta este punto, los científicos visualizaban el átomo de la siguiente manera: la masa del núcleo constituye la mayor parte de la masa total del átomo, pero el núcleo ocupa solamente $1/10^{13}$ del volumen total del átomo. Las dimensiones atómicas (y moleculares) se expresarán aquí, de acuerdo con el SI, con una unidad llamada *picómetro* (*pm*), donde

$$1 \text{ pm} = 1 \times 10^{-12} \text{ m}$$

Una unidad muy utilizada para expresar longitudes atómicas, que no pertenece al SI, es el angstrom (Å; $1 \text{ Å} = 100 \text{ pm}$).

El radio de un átomo es aproximadamente de 100 pm, mientras que el radio del núcleo atómico es solamente de 5×10^{-3} pm. Se puede apreciar la diferencia relativa entre el tamaño de un átomo y su núcleo imaginando que si un átomo tuviera el tamaño del estadio Astrodromo de Houston, el volumen de su núcleo sería comparable con el de una pequeña canica. Mientras que los protones están confinados en el núcleo del átomo, se considera que los electrones están esparcidos alrededor del núcleo y a cierta distancia de él.

El concepto de radio atómico tiene utilidad experimental, pero no debe suponerse que los átomos tienen dimensiones o superficies bien definidas. Más adelante se aprenderá que las regiones externas de los átomos son relativamente “difusas”.

El neutrón

El modelo de Rutherford de la estructura atómica dejaba un importante problema sin resolver. Se sabía que el hidrógeno, el átomo más sencillo, contenía solamente un protón, y que el átomo de helio contenía dos protones. Por tanto, la relación entre la masa de un átomo de helio y un átomo de hidrógeno debería ser 2 : 1. (Debido a que los electrones son mucho más ligeros que los protones, se puede ignorar su contribución a la masa atómica.) Sin embargo, en realidad la relación es 4 : 1. Rutherford y otros investigadores habían propuesto que debería existir otro tipo de partícula subatómica en el núcleo, hecho que el físico inglés James Chadwick¹¹ probó en 1932. Cuando Chadwick bombardeó una delgada lámina de berilio con partículas α , el metal emitió una radiación de muy alta energía, similar a los rayos γ . Experimentos posteriores demostraron que esos rayos realmente constan de un tercer tipo de partículas subatómicas, que Chadwick llamó **neutrones** debido a que se demostró que eran *partículas eléctricamente neutras con una masa ligeramente mayor que la masa de los protones*. El misterio de la relación de las masas ahora podía explicarse. En el núcleo de helio existen dos protones y dos neutrones, mientras que en el núcleo de hidrógeno hay sólo un protón y no hay neutrones; por tanto, la relación es 4 : 1.

En la figura 2.9 se muestra la localización de las partículas elementales (protones, neutrones y electrones) en un átomo. Existen otras partículas subatómicas, pero el elec-

¹¹ James Chadwick (1891-1972). Físico británico. En 1935 recibió el Premio Nobel de física por demostrar la existencia de los neutrones.

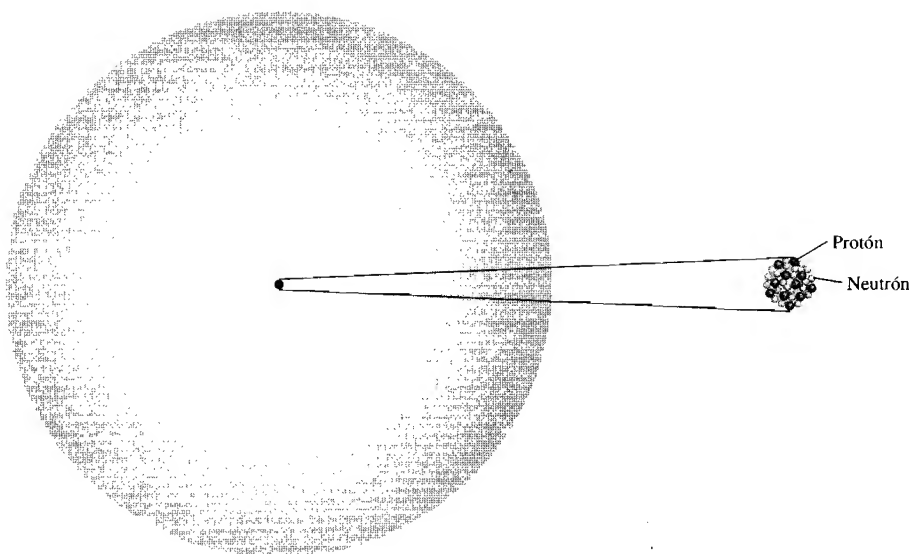


FIGURA 2.9 Los protones y neutrones de un átomo están confinados en el núcleo, que es extremadamente pequeño. Los electrones forman una “nube” alrededor del núcleo.

trón, el protón y el neutrón son los componentes fundamentales del átomo que son importantes para la química. En la tabla 2.1 se muestran los valores de carga y de masa de estas tres partículas elementales.

Tabla 2.1 Masa y carga de las partículas subatómicas

Partícula	Masa (g)	Carga	
		Coulombs	Carga unitaria
Electrón*	9.10939×10^{-28}	-1.6022×10^{-19}	-1
Protón	1.67262×10^{-24}	$+1.6022 \times 10^{-19}$	+1
Neutrón	1.67493×10^{-24}	0	0

* Se han obtenido valores más exactos para la masa del electrón que los valores encontrados por Millikan.

2.3 Número atómico, número de masa e isótopos

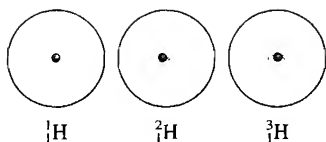
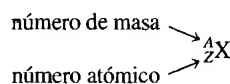
Todos los átomos se pueden identificar por el número de protones y neutrones que contienen. El **número atómico** (Z) es el número de protones en el núcleo del átomo de un elemento. En un átomo neutro el número de protones es igual al número de electrones, de manera que el número atómico también indica el número de electrones presentes en un átomo. La identidad química de un átomo queda determinada por su número atómico. Por ejemplo, el número atómico del nitrógeno es 7. Esto significa que cada átomo neutro de nitrógeno tiene 7 protones y 7 electrones. O bien, visto de otra forma, cada átomo en el universo que contenga 7 protones se llama “nitrógeno”.

El **número de masa** (A) es el número total de protones y neutrones presentes en el núcleo de un átomo de un elemento. Con excepción de la forma más común del hidrógeno, que tiene un protón y no tiene neutrones, todos los núcleos atómicos contienen tanto protones como neutrones. En general, el número de masa está dado por

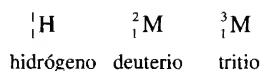
$$\begin{aligned}\text{número de masas} &= \text{número de protones} + \text{número de neutrones} \\ &= \text{número atómico} + \text{número de neutrones}\end{aligned}$$

El número de neutrones en un átomo es igual a la diferencia entre el número de masa y el número atómico ($A - Z$). Por ejemplo, el número de masa del flúor es 19 y su número atómico es 9 (lo que indica que tiene 9 protones en el núcleo). Así, el número de neutrones en un átomo de flúor es $19 - 9 = 10$. Observe que el número atómico, el número de neutrones y el número de masa deben ser enteros positivos.

No todos los átomos de un elemento determinado tienen la misma masa. La mayoría de los elementos tiene dos o más **isótopos**, átomos que tienen el mismo número atómico pero diferente número de masa. Por ejemplo, existen tres isótopos de hidrógeno. Uno de ellos, que se conoce como hidrógeno, tiene un protón y no tiene neutrones. El isótopo llamado *deuterio* contiene un protón y un neutrón, y el *tritio* tiene un protón y dos neutrones. La forma aceptada para denotar el número atómico y el número de masa de un elemento (X) es como sigue:



Así, para los isótopos de hidrógeno se escribe



Como otro ejemplo, considere dos isótopos comunes del uranio, con números de masa 235 y 238, respectivamente:



El primer isótopo se utiliza en reactores nucleares y en bombas atómicas, mientras que el segundo carece de las propiedades necesarias para tener tales aplicaciones. Con excepción del hidrógeno, que tiene un nombre diferente para cada uno de los isótopos, los isótopos de los elementos se identifican por su número de masa. Así, los isótopos anteriores se llaman uranio-235 (uranio doscientos treinta y cinco) y uranio-238 (uranio doscientos treinta y ocho).

Las propiedades químicas de un elemento están determinadas, principalmente, por los protones y electrones de sus átomos; los neutrones no participan en los cambios químicos en condiciones normales. En consecuencia, los isótopos del mismo elemento tienen un comportamiento químico semejante, forman el mismo tipo de compuestos y presentan reactividades semejantes.

El siguiente ejemplo muestra cómo calcular el número de protones, neutrones y electrones, a partir del número atómico y el número de masa.

Ejemplo 2.1 Indique el número de protones, neutrones y electrones para cada una de las siguientes especies: a) ${}^{17}_8\text{O}$, b) ${}^{199}_{80}\text{Hg}$ y c) ${}^{200}_{80}\text{Hg}$.

Razonamiento y solución Recuerde que el exponente se refiere al número de masa, y el subíndice, al número atómico. El número de masa siempre es mayor que el número atómico. (La única excepción es ${}^1_1\text{H}$, donde el número de masa es igual al número atómico.)

- a) El número atómico es 8, de modo que hay 8 protones. El número de masa es 17, por lo que el número de neutrones es $17 - 8 = 9$. El número de electrones es igual al de protones, es decir, 8.
- b) El número atómico es 80, de modo que tiene 80 protones. El número de masa es 199, por lo que el número de neutrones es $199 - 80 = 119$. El número de electrones es 80.
- c) En este caso el número de protones es el mismo que en el caso b), es decir, 80. El número de neutrones es $200 - 80 = 120$. El número de electrones también es el mismo que en el caso b), o sea, 80. Las especies en b) y c) son dos isótopos del mercurio semejantes químicamente.

Problemas similares: 2.15, 2.16.

Ejercicio ¿Cuántos protones, neutrones y electrones tiene el siguiente isótopo del cobre: $^{63}_{29}\text{Cu}$?

2.4 La tabla periódica

Más de la mitad de los elementos que se conocen en la actualidad se descubrieron entre 1800 y 1900. Durante este periodo los químicos observaron que muchos elementos mostraban grandes semejanzas entre ellos. El reconocimiento de las regularidades periódicas en las propiedades físicas y en el comportamiento químico, así como la necesidad de organizar la gran cantidad de información disponible sobre la estructura y propiedades de las sustancias elementales, condujeron al desarrollo de la **tabla periódica**, una tabla en la que se encuentran agrupados los elementos que tienen propiedades químicas y físicas semejantes. En la figura 2.10 se muestra la tabla periódica moderna, en la cual los elementos están acomodados de acuerdo con su número atómico (que aparece sobre el símbolo del elemento), en filas horizontales, llamadas **periodos**, y en columnas verticales, conocidas como **grupos** o **familias**, de acuerdo con sus semejanzas en las propiedades químicas. Observe que los elementos 110 a 112, 114, 116 y 118 se han sintetizado recientemente, razón por la cual todavía carecen de nombre.*

Los elementos se dividen en tres categorías: metales, no metales y metaloides. Un **metal** es un buen conductor del calor y la electricidad; mientras que un **no metal** generalmente es mal conductor del calor y la electricidad. Un **metaloides** presenta propiedades intermedias entre los metales y los no metales. En la figura 2.10 se observa que la mayoría de los elementos que se conocen son metales; solamente 17 elementos son no metales y 8 son metaloides. A lo largo de cualquier periodo, las propiedades físicas y químicas de los elementos cambian en forma gradual de metálicas a no metálicas, de izquierda a derecha.

En general, se hace referencia a los elementos en forma colectiva, mediante su número de grupo en la tabla periódica (grupo 1A, grupo 2A, y así sucesivamente). Sin embargo, por conveniencia, algunos grupos de elementos tienen nombres especiales. Los elementos del grupo 1A (Li, Na, K, Rb, Cs y Fr) se llaman **metales alcalinos**, y los elementos del grupo 2A (Be, Mg, Ca, Sr, Ba y Ra) reciben el nombre de **metales alcalinotérreos**. Los elementos del grupo 7A (F, Cl, Br, I y At) se conocen como **halógenos**, y los elementos del grupo 8A (He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn) son los **gases nobles** o gases raros.

La tabla periódica es una herramienta útil que correlaciona las propiedades de los elementos de una forma sistemática y ayuda a hacer predicciones con respecto al com-

* N. de la T.: Los físicos, que supuestamente sintetizaron el elemento superpesado 118, reconocieron dos años después que sus mediciones no eran confiables (a raíz de que ningún grupo científico ha podido reproducir esos experimentos). De modo que, hasta ahora, el último elemento conocido es el 116. Véase *Science* 293, 777 (2001), para más detalles.

La química en acción

Distribución de los elementos en la corteza terrestre y en los sistemas vivos

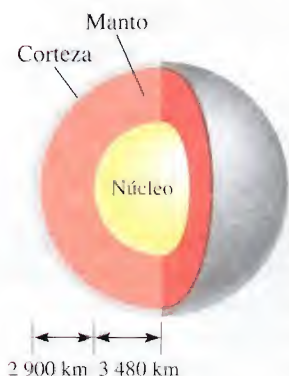
La mayoría de los elementos se encuentran en la naturaleza. ¿Cómo están distribuidos en la corteza terrestre y cuáles son esenciales para los sistemas vivos?

La corteza terrestre se extiende desde la superficie de la Tierra hasta una profundidad aproximada de 40 km (alrededor de 25 millas). Debido a dificultades técnicas, los científicos no han podido estudiar la parte interior de la corteza con la misma facilidad con que han estudiado la superficie. No obstante, se cree que en el centro de la Tierra hay un núcleo sólido formado principalmente por hierro. Alrededor de dicho núcleo hay una capa llamada *manto*, que está formada por un fluido caliente que contiene hierro, carbono, silicio y azufre.

De los 83 elementos que se encuentran en la naturaleza, 12 de ellos constituyen el 99.7% del peso de la corteza terrestre. En orden decreciente de abundancia natural, son oxígeno (O), silicio (Si), aluminio (Al), hierro (Fe), calcio (Ca), magnesio (Mg), sodio (Na), potasio (K), titanio (Ti), hidrógeno (H), fósforo (P) y manganeso (Mn). Al analizar la abundancia natural de los ele-

mentos, se debe tener en mente que 1) los elementos no se encuentran distribuidos de manera uniforme en la corteza terrestre, y 2) la mayoría de los elementos se encuentran en forma combinada. Estos hechos proporcionan las bases para la mayoría de los métodos de obtención de los elementos puros, a partir de sus compuestos, como se estudiará más adelante.

En la siguiente tabla se presentan los elementos esenciales para el cuerpo humano. Los elementos que se encuentran en *cantidades mínimas*, y que merecen especial atención, son hierro (Fe), cobre (Cu), zinc (Zn), yodo (I) y cobalto (Co); juntos constituyen el 1% de la masa corporal. Estos elementos son indispensables para algunas funciones biológicas, como el crecimiento, el transporte de oxígeno para el metabolismo y la defensa contra enfermedades. El equilibrio en la cantidad de estos elementos en el cuerpo es muy delicado. Su aumento o disminución durante un período largo puede causar serias enfermedades, retraso mental e incluso la muerte.



Estructura interna de la Tierra

Elementos esenciales en el cuerpo humano

Elemento	Porcentaje en masa*	Elemento	Porcentaje en masa*
Oxígeno	65	Sodio	0.1
Carbono	18	Magnesio	0.05
Hidrógeno	10	Hierro	< 0.05
Nitrógeno	3	Cobalto	< 0.05
Calcio	1.5	Cobre	< 0.05
Fósforo	1.2	Zinc	< 0.05
Potasio	0.2	Yodo	< 0.05
Azufre	0.2	Selenio	< 0.01
Cloro	0.2	Flúor	< 0.01

* El porcentaje en masa indica la cantidad del elemento, en gramos, presente en 100 g de muestra.

a) Abundancia natural de los elementos, en porcentaje en masa. Por ejemplo, la abundancia del oxígeno es de 45.5%. Esto significa que en una muestra de 100 g de corteza terrestre, en promedio, 45.5 g son de oxígeno. b) Abundancia de los elementos en el cuerpo humano, en porcentaje en masa.

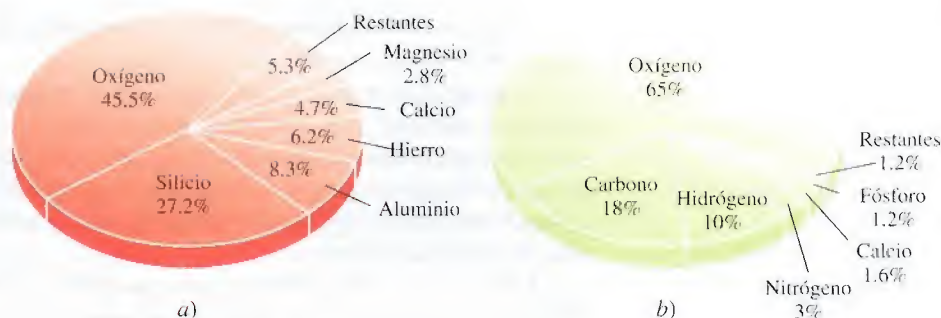


Diagrama de la tabla periódica que resalta los elementos que existen como moléculas diatómicas: H₂, N₂, O₂, F₂, Cl₂, Br₂, I₂ y H₂O.

Elementos que existen como moléculas diatómicas.

El hidrógeno gaseoso, por ejemplo, es un elemento puro, pero consta de moléculas formadas por dos átomos de H cada una. Por otra parte, el agua es un compuesto molecular que contiene hidrógeno y oxígeno en una relación de dos átomos de H y un átomo de O. Al igual que los átomos, las moléculas son eléctricamente neutras.

Se dice que la molécula de hidrógeno, representada por H₂, es una **molécula diatómica** porque *contiene sólo dos átomos*. Otros elementos que existen normalmente como moléculas diatómicas son nitrógeno (N₂) y oxígeno (O₂), así como los elementos del grupo 7A: flúor (F₂), cloro (Cl₂), bromo (Br₂) y yodo (I₂). Por supuesto, una molécula diatómica puede contener átomos de diferentes elementos. Como ejemplos se pueden citar el cloruro de hidrógeno (HCl) y el monóxido de carbono (CO).

La gran mayoría de las moléculas contiene más de dos átomos. Pueden ser átomos de un mismo elemento, como el ozono (O₃), que está formado por tres átomos de oxígeno, o bien pueden ser combinaciones de dos o más elementos diferentes. *Las moléculas que contienen más de dos átomos* reciben el nombre de **moléculas poliatómicas**. Al igual que el ozono (O₃), el agua (H₂O) y el amoníaco (NH₃), son moléculas poliatómicas.

Iones

Un **ion** es un átomo o un grupo de átomos que tiene una carga neta positiva o negativa. El número de protones, cargados positivamente, del núcleo de un átomo permanece igual durante los cambios químicos comunes (llamados reacciones químicas), pero se pueden perder o ganar electrones, cargados negativamente. La pérdida de uno o más electrones a partir de un átomo neutro forma un **catión**, un ion con carga neta positiva. Por ejemplo, un átomo de sodio (Na) fácilmente puede perder un electrón para formar el catión sodio, que se representa como Na⁺:

Átomo de Na	Ion Na ⁺
11 protones	11 protones
11 electrones	10 electrones

Por otra parte, un **anión** es un ion cuya carga neta es negativa debido a un incremento en el número de electrones. Por ejemplo, un átomo de cloro (Cl) puede ganar un electrón para formar el ion cloruro Cl⁻:

Átomo de Cl	Ion Cl ⁻
17 protones	17 protones
17 electrones	18 electrones

Se dice que el cloruro de sodio (NaCl), la sal común de mesa, es un **compuesto iónico** porque está formado por cationes y aniones.

Un átomo puede perder o ganar más de un electrón. Como ejemplos de iones formados por la pérdida o ganancia de más de un electrón están: Mg²⁺, Fe³⁺, S²⁻ y N³⁻. Estos iones, lo mismo que los iones Na⁺ y Cl⁻, reciben el nombre de **iones monoatómicos** porque *contienen solamente un átomo*. En la figura 2.11 se muestra la carga de algunos iones monoatómicos. Salvo algunas excepciones, los metales tienden a formar cationes y los no metales, aniones.

Además, es posible combinar dos o más átomos y formar un ion que tenga una carga neta positiva o negativa. Los iones que *contienen más de un átomo*, como es el caso de OH⁻ (ion hidróxido), CN⁻ (ion cianuro) y NH₄⁺ (ion amonio) se llaman **iones poliatómicos**.

En el capítulo 8 se estudiará por qué los átomos de diferentes elementos pueden ganar o perder un número específico de electrones.

1 1A	2 2A												13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
Li ⁺														C ⁴⁺	N ³⁻	O ²⁻	F ⁻	
Na ⁺	Mg ²⁺	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B	Al ³⁺		P ³⁻	S ²⁻	Cl ⁻		
K ⁺	Ca ²⁺				Cr ³⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺ Fe ³⁺	Co ²⁺ Co ³⁺	Ni ²⁺	Cu ⁺ Cu ²⁺	Zn ²⁺				Se ²⁻	Br ⁻		
Rb ⁺	Sr ²⁺									Ag ⁺	Cd ²⁺		Sn ²⁺		Te ²⁻	I ⁻		
Cs ⁺	Ba ²⁺										Hg ₂ ²⁺ Hg ²⁺		Pb ²⁺					

FIGURA 2.11 Iones monoatómicos comunes, ordenados de acuerdo con su posición en la tabla periódica. Observe que el ion Hg_2^{2+} contiene dos átomos.

2.6 Fórmulas químicas

Los químicos utilizan las **fórmulas químicas** para expresar la composición de las moléculas y los compuestos iónicos, por medio de los símbolos químicos. Composición significa no solamente los elementos presentes, sino también la proporción en la cual se combinan los átomos. Es necesario familiarizarse con dos tipos de fórmulas: fórmulas moleculares y fórmulas empíricas.

Fórmulas moleculares

Una **fórmula molecular** indica el número exacto de átomos de cada elemento que están presentes en la unidad más pequeña de una sustancia. En el análisis sobre moléculas, cada ejemplo se presenta con su fórmula molecular entre paréntesis. Así, H_2 es la fórmula molecular del hidrógeno, O_2 representa al oxígeno, O_3 es el ozono y H_2O representa al agua. El subíndice numérico indica el número de átomos de cada elemento que están presentes. En el caso del H_2O no aparece un subíndice para el O debido a que solamente hay un átomo de oxígeno en una molécula de agua; de esta manera se omite el subíndice “uno” de las fórmulas. Observe que oxígeno (O_2) y ozono (O_3) son alótropos del oxígeno. Un **alótropo** es una de dos o más formas diferentes de un elemento. Dos formas alotrópicas del elemento carbono –diamante y grafito–, son completamente diferentes no sólo en sus propiedades químicas, sino también en su costo relativo.

Modelos moleculares

Las moléculas son demasiado pequeñas como para poder observarlas de manera directa. Una forma efectiva para visualizarlas es mediante el uso de modelos moleculares. Por lo común se utilizan dos tipos de modelos moleculares: los modelos de *esferas y barras*, y los modelos *espaciales* (figura 2.12). En los modelos de esferas y barras los átomos están representados por esferas de madera o de plástico con orificios perforados en ellas. Para representar los enlaces químicos se utilizan barras o resortes. Los ángulos que se forman entre los átomos en los modelos se aproximan a los ángulos de enlace reales de las moléculas. Con excepción del átomo de H, todas las esferas son del mismo tamaño y cada tipo de átomo está representado por un color específico. En los modelos espaciales,

Véanse las páginas finales para el código de color de los átomos.


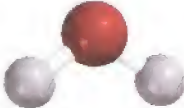

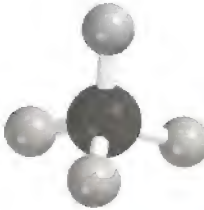




	Hidrógeno	Agua	Amoniaco	Metano
Fórmula molecular	H_2	H_2O	NH_3	CH_4
Fórmula estructural	$H-H$	$H-O-H$	$\begin{array}{c} H-N-H \\ \\ H \end{array}$	$\begin{array}{c} H \\ \\ H-C-H \\ \\ H \end{array}$
Modelo de esferas y barras				
Modelo espacial				

FIGURA 2.12 Fórmulas molecular y estructural y modelos moleculares de cuatro moléculas sencillas.

los átomos están representados por esferas truncadas que se mantienen unidas a presión de tal manera que los enlaces no se ven. El tamaño de las esferas es proporcional al tamaño de los átomos. El primer paso para construir un modelo molecular consiste en escribir la **fórmula estructural**, que muestra cómo están unidos entre sí los átomos de una molécula. Por ejemplo, se sabe que en la molécula de agua cada uno de los átomos de H está unido a un átomo de O. Por tanto, la fórmula estructural del agua es $H-O-H$. Una línea que une dos símbolos atómicos representa un enlace químico.

Los modelos de esferas y barras muestran con claridad la distribución tridimensional de los átomos y son relativamente fáciles de construir. Sin embargo, el tamaño de las esferas no es proporcional al tamaño de los átomos. Como consecuencia, las barras por lo general exageran la distancia entre los átomos de una molécula. Los modelos espaciales son más exactos porque muestran la diferencia del tamaño de los átomos. El inconveniente es que su construcción requiere de más tiempo y no muestran bien la posición tridimensional de los átomos. En este texto se utilizarán constantemente ambos modelos.

Fórmulas empíricas

La fórmula molecular del peróxido de hidrógeno, sustancia que se utiliza como anti-séptico y como agente blanqueador para fibras textiles y decolorante del cabello, es H_2O_2 . Esta fórmula indica que cada molécula de peróxido de hidrógeno contiene dos átomos de hidrógeno y dos átomos de oxígeno. La relación de átomos de hidrógeno a átomos de oxígeno en esta molécula es 2 : 2 o 1 : 1. La fórmula empírica del peróxido de hidrógeno es HO. En consecuencia, la **fórmula empírica** indica cuáles elementos están presentes y la relación mínima, en número entero, entre sus átomos, pero no necesariamente indica el número real de átomos en una molécula determinada. Como otro ejemplo, considere el compuesto hidrazina (N_2H_4), que se utiliza como combustible para cohetes. La fórmula empírica de la hidrazina es NH_2 . La relación entre el nitrógeno y el hidrógeno es 1 : 2, tanto en la fórmula molecular (N_2H_4) como en la fórmula empírica (NH_2); sólo la fórmula molecular indica el número real de átomos de N (dos) y de H (cuatro) presentes en una molécula de hidrazina.

Las fórmulas empíricas son las fórmulas químicas más *sencillas*; se escriben de manera que los subíndices de las fórmulas moleculares se reduzcan a los números enteros más pequeños que sea posible. Las fórmulas moleculares son las fórmulas *verdaderas* de las moléculas. Como se estudiará en el capítulo 3, cuando los químicos analizan un compuesto desconocido, generalmente el primer paso consiste en la determinación de su fórmula empírica.

Para muchas moléculas, la fórmula molecular y la fórmula empírica son la misma. Algunos ejemplos lo constituyen el agua (H_2O), el amoníaco (NH_3), el dióxido de carbono (CO_2) y el metano (CH_4).

Los siguientes dos ejemplos tratan sobre cómo expresar las fórmulas moleculares a partir de modelos moleculares y cómo expresar fórmulas empíricas a partir de fórmulas moleculares.

Ejemplo 2.2 Escriba la fórmula molecular del metanol, disolvente orgánico y anticongelante, a partir del modelo de esferas y barras que se muestra al margen.

Razonamiento y solución Analice el código de colores para los átomos (véanse las páginas finales). Tiene un átomo de C, cuatro átomos de H y un átomo de O. En consecuencia, la fórmula molecular es CH_4O . Sin embargo, la manera común de escribir la fórmula molecular del metanol es CH_3OH porque así se muestra cómo están unidos los átomos en la molécula.

Ejercicio Escriba la fórmula molecular del cloroformo, que se utiliza como disolvente y como agente para limpieza. El modelo de esferas y barras del cloroformo se muestra al margen.

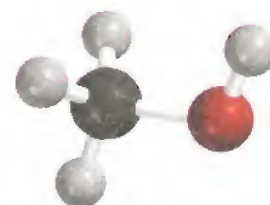
Ejemplo 2.3 Escriba la fórmula empírica de las siguientes moléculas: a) acetileno (C_2H_2), que se utiliza en los sopletes para la soldadura; b) glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), sustancia conocida como azúcar sanguíneo; c) óxido nitroso (N_2O), compuesto gaseoso utilizado como anestésico (gas hilarante) y como propelente para cremas en aerosol.

Razonamiento y solución Recuerde que para establecer la fórmula empírica, los coeficientes de la fórmula molecular se deben escribir como los números enteros más pequeños que sea posible.

- En el acetileno hay dos átomos de carbono y dos átomos de hidrógeno. Dividiendo los subíndices entre 2, se obtiene la fórmula empírica CH .
- En la glucosa hay seis átomos de carbono, doce átomos de hidrógeno y seis átomos de oxígeno. Al dividir los subíndices entre 6, se obtiene la fórmula empírica CH_2O . Observe que al dividir los subíndices entre 3, se obtendría la fórmula $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$. Aunque la relación de átomos de carbono a hidrógeno y a oxígeno en $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ es la misma que en $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (1 : 2 : 1), $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ no es la fórmula más sencilla porque los subíndices no mantienen la relación más pequeña de números enteros.
- Debido a que los subíndices en N_2O son los números enteros más pequeños posibles, la fórmula empírica del óxido nitroso es la misma que su fórmula molecular.

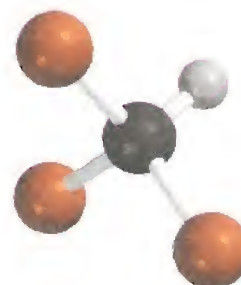
Ejercicio Escriba la fórmula empírica de la cafeína ($\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$), estimulante que se encuentra en el té y el café.

La palabra "empírica" significa "derivado de un experimento". Como se verá en el capítulo 3, las fórmulas empíricas se determinan experimentalmente.



Metanol

Problemas similares: 2.43, 2.44.



Cloroformo.

Problemas similares: 2.41, 2.42.

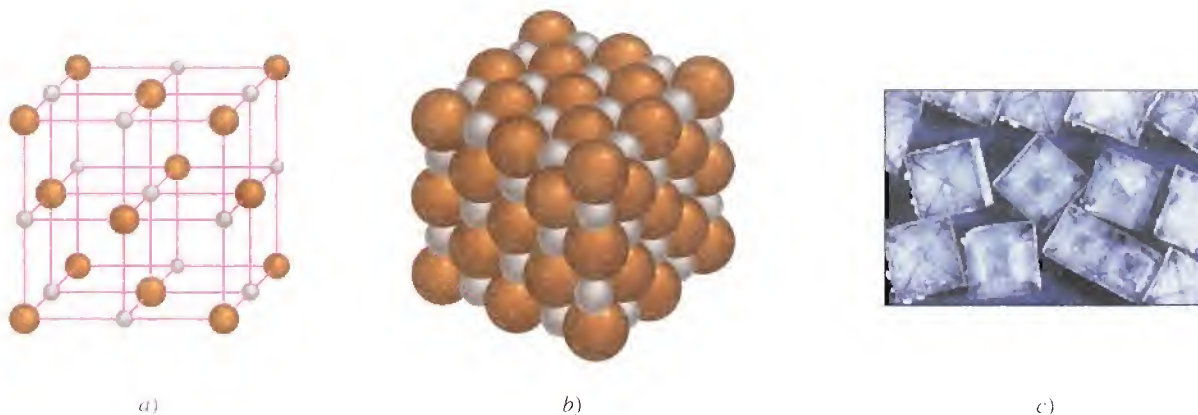
Fórmulas de los compuestos iónicos

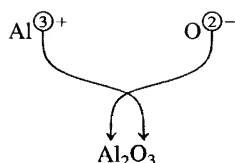
Las fórmulas de los compuestos iónicos por lo general son las mismas que sus fórmulas empíricas debido a que los compuestos iónicos no están formados por unidades moleculares discretas. Por ejemplo, una muestra sólida de cloruro de sodio (NaCl) consiste en el mismo número de iones Na^+ y Cl^- dispuestos en una red tridimensional (figura 2.13). En este compuesto existe una relación de cationes y aniones de 1 : 1, de forma que el compuesto es eléctricamente neutro. Como puede apreciarse en la figura 2.13, en el NaCl no se encuentra un ion Na^+ asociado con un ion Cl^- en particular. De hecho, cada ion Na^+ es atraído por los seis iones Cl^- que le rodean, y viceversa. Así, NaCl es la fórmula empírica del cloruro de sodio. En otros compuestos iónicos la estructura real puede ser diferente, pero el arreglo de cationes y aniones es de tal forma que los compuestos son eléctricamente neutros. Observe que en la fórmula de un compuesto iónico no se muestra la carga del catión ni del anión.

Para que los compuestos iónicos sean eléctricamente neutros, la suma de las cargas de los cationes y de los aniones de una fórmula debe ser igual a cero. Si las cargas de los cationes y de los aniones son numéricamente diferentes, se aplica la siguiente regla para que la fórmula sea eléctricamente neutra: *el subíndice del catión debe ser numéricamente igual a la carga del anión, y el subíndice del anión debe ser numéricamente igual a la carga del catión*. Si las cargas son numéricamente iguales, no es necesario poner subíndices. Esta regla se deriva del hecho de que las fórmulas de los compuestos iónicos son sus fórmulas empíricas, por lo que los subíndices ya son los números más pequeños posibles. Considere los siguientes ejemplos.

- **Bromuro de potasio.** El catión potasio K^+ y el anión bromuro Br^- se combinan para formar el compuesto iónico bromuro de potasio. La suma de las cargas es $+1 + (-1) = 0$, de modo que no es necesario escribir subíndices. La fórmula es KBr .
- **Yoduro de zinc.** El catión zinc Zn^{2+} y el anión yoduro I^- se combinan para formar yoduro de zinc. La suma de las cargas de un ion Zn^{2+} y un ion I^- es $+2 + (-1) = +1$. Para que la suma de las cargas sea igual a cero se debe multiplicar por 2 la carga -1 del anión y agregar un subíndice "2" al símbolo del yodo. En consecuencia, la fórmula del yoduro de zinc es ZnI_2 .
- **Óxido de aluminio.** El catión es Al^{3+} y el anión oxígeno es O^{2-} . El siguiente diagrama ayuda para la determinación de los subíndices del compuesto formado por el catión y el anión:

FIGURA 2.13 a) Estructura del NaCl sólido. b) En realidad los cationes están en contacto con los aniones. En ambos casos, a) y b), las esferas pequeñas representan iones Na^+ , y las esferas grandes, iones Cl^- . c) Cristales de NaCl





La suma de las cargas es $2(+3) + 3(-2) = 0$. Así, la fórmula del óxido de aluminio es Al_2O_3 .

2.7 Nomenclatura de los compuestos

Cuando la química era una ciencia joven y el número de compuestos conocidos era pequeño, era posible memorizar todos los nombres. Muchos nombres se derivaban de su aspecto físico, de sus propiedades, de su origen o de sus aplicaciones, por ejemplo, leche de magnesia, gas hilarante, piedra caliza, sosa cáustica, lejía, sosa para lavar y polvo de hornear.

En la actualidad el número de compuestos conocidos sobrepasa los 13 millones. Por fortuna no es necesario memorizar sus nombres. A través de los años, los químicos han diseñado un sistema claro para nombrar las sustancias químicas. Las reglas propuestas son aceptadas mundialmente, lo que facilita la comunicación entre los químicos y proporciona una forma útil para trabajar con la abrumadora variedad de sustancias. El aprendizaje de estas reglas en el momento actual proporciona un beneficio casi inmediato a medida que se avanza en el estudio de la química.

Para iniciar el estudio de la *nomenclatura* química, el nombre de los compuestos químicos, es necesario, primero, distinguir entre compuestos inorgánicos y orgánicos. Los *compuestos orgánicos* contienen carbono, comúnmente combinado con elementos como hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y azufre. El resto de los compuestos se clasifican como *compuestos inorgánicos*. Por conveniencia, algunos compuestos que contienen carbono, como monóxido de carbono (CO), dióxido de carbono (CO_2), disulfuro de carbono (CS_2), compuestos que contienen el grupo cianuro (CN^-), así como los grupos carbonato (CO_3^{2-}) y bicarbonato (HCO_3^-) se consideran compuestos inorgánicos. A pesar de que la nomenclatura de los compuestos orgánicos no se estudiará sino hasta el capítulo 24, a lo largo de todo este libro se utilizarán algunos compuestos orgánicos para ejemplificar principios químicos.

Para organizar y simplificar el estudio de la nomenclatura, los compuestos inorgánicos se dividirán en cuatro categorías: compuestos iónicos, compuestos moleculares, ácidos y bases e hidratos.

Compuestos iónicos

En la sección 2.5 se aprendió que los compuestos iónicos están formados por cationes (iones positivos) y aniones (iones negativos). Con excepción del ion amonio, NH_4^+ , todos los cationes de interés se derivan de átomos metálicos. Los nombres de los cationes metálicos provienen del nombre de los elementos. Por ejemplo:

Elemento		Nombre del catión	
Na	sodio	Na^+	ion sodio (o catión sodio)
K	potasio	K^+	ion potasio (o catión potasio)
Mg	magnesio	Mg^{2+}	ion magnesio (o catión magnesio)
Al	aluminio	Al^{3+}	ion aluminio (o catión aluminio)

Los metales más reactivos (en verde) y los no metales más reactivos (en azul) se combinan para formar compuestos iónicos.

Muchos compuestos iónicos son **compuestos binarios**, o *compuestos formados solamente por dos elementos*. Para los compuestos binarios, primero se nombra el anión no metálico seguido por el catión metálico. De esta manera, el NaCl es cloruro de sodio. El anión se nombra tomando la primera parte del nombre del elemento (cloro) agregando el sufijo “uro”. También son compuestos binarios bromuro de potasio (KBr), yoduro de zinc (ZnI_2) y óxido de aluminio (Al_2O_3). En la tabla 2.2 se muestra la nomenclatura con el sufijo “uro” de algunos aniones monoatómicos comunes, según su posición en la tabla periódica.

El sufijo “uro” también se utiliza para algunos grupos de aniones que contienen elementos diferentes, como el cianuro (CN^-). Así, el compuesto KCN se llama cianuro de potasio. Ésta, así como algunas otras sustancias iónicas, se denominan **compuestos ternarios**, lo que significa que son *compuestos formados por tres elementos*. En la tabla 2.3 se presentan en orden alfabético los nombres de algunos cationes y aniones comunes.

Algunos metales, en particular los *metales de transición*, pueden formar más de un tipo de catión. Considere el hierro como ejemplo. El hierro puede formar dos cationes Fe^{2+} y Fe^{3+} . El sistema antiguo de nomenclatura, que todavía tiene un cierto uso, asigna el sufijo “oso” al catión con menor carga positiva, y el sufijo “ico” al catión con mayor carga positiva:

Fe^{2+}	ion ferroso
Fe^{3+}	ion férrico

Los nombres de los compuestos que forman estos iones hierro con el cloro serían

FeCl_2	cloruro ferroso
FeCl_3	cloruro férrico

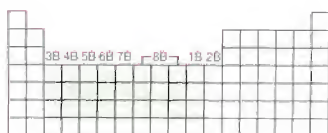
Este método para nombrar los iones presenta algunas limitaciones. La primera es que los sufijos “oso” e “ico” no proporcionan información con respecto a la carga real de los dos cationes involucrados. Así, el ion férrico es Fe^{3+} , pero el catión de cobre llamado cúprico tiene la fórmula Cu^{2+} . Además, las terminaciones “oso” e “ico” proporcionan el nombre sólo para dos cationes. Algunos elementos metálicos pueden adoptar tres o más diferentes cargas positivas en los compuestos. En consecuencia, cada vez es más común designar los diferentes cationes mediante el empleo de números romanos. Este método recibe el nombre de sistema de Stock.¹² De acuerdo con este sistema, el número romano I indica una carga positiva, II significa dos cargas positivas, y así sucesivamente. Por ejemplo, los átomos de manganeso (Mn) pueden adoptar diferentes cargas positivas:

Mn^{2+} : MnO	óxido de manganeso(II)
Mn^{3+} : Mn_2O_3	óxido de manganeso(III)
Mn^{4+} : MnO_2	óxido de manganeso(IV)

Los nombres de estos compuestos se leen “óxido de manganeso dos”, “óxido de manganeso tres” y “óxido de manganeso cuatro”. Al emplear el sistema de Stock, el ion ferroso y el ion férrico se designan como hierro(II) y hierro(III), respectivamente; el cloruro ferroso se llamará cloruro de hierro(II), mientras que el cloruro férrico será cloruro de hierro(III). De acuerdo con la práctica moderna, en este libro se utilizará el sistema de Stock para nombrar los compuestos.

Los ejemplos siguientes ilustran cómo nombrar los compuestos iónicos y escribir sus fórmulas, basándose en la información de la figura 2.11 así como en las tablas 2.2 y 2.3.

¹² Alfred E. Stock (1876-1946). Químico alemán. Stock dedicó la mayor parte de su investigación a la síntesis y caracterización de compuestos de boro, berilio y silicio. Fue el primer científico que estudió el peligro de la intoxicación con mercurio.



Los metales de transición son los elementos de los grupos 1B y del 3B al 8B (véase la figura 2.10).



FeCl_2 (a la izquierda) y FeCl_3 (a la derecha).

Tabla 2.2 Nomenclatura “-uro” de algunos aniones monoatómicos comunes, de acuerdo con su posición en la tabla periódica

Grupo 4A	Grupo 5A	Grupo 6A	Grupo 7A
C Carburo (C^{4-})*	N Nitruro (N^{3-})	O Óxido (O^{2-})	F Fluoruro (F^{-})
Si Siliciuro (Si^{4-})	P Fosfuro (P^{3-})	S Sulfuro (S^{2-})	Cl Cloruro (Cl^{-})
		Se Selenuro (Se^{2-})	Br Bromuro (Br^{-})
		Te Telururo (Te^{2-})	I Yoduro (I^{-})

* La palabra “carburo” también se utiliza para el anión C_2^{2-} .

Tabla 2.3 Nombres y fórmulas de algunos cationes y aniones inorgánicos comunes

Catión	Anión
Aluminio (Al^{3+})	Bromuro (Br^{-})
Amonio (NH_4^{+})	Carbonato (CO_3^{2-})
Bario (Ba^{2+})	Cianuro (CN^{-})
Cadmio (Cd^{2+})	Clorato (ClO_3^{-})
Calcio (Ca^{2+})	Cloruro (Cl^{-})
Cesio (Cs^{+})	Cromato (CrO_4^{2-})
Cobalto(II) o cobaltoso (Co^{2+})	Dicromato ($Cr_2O_7^{2-}$)
Cobre(I) o cuproso (Cu^{+})	Fluoruro (F^{-})
Cobre(II) o cúprico (Cu^{2+})	Fosfato (PO_4^{3-})
Cromo(III) o crómico (Cr^{3+})	Hidrogenocarbonato o bicarbonato (HCO_3^{-})
Dihidrógeno fosfato ($H_2PO_4^{-}$)	Hidrógeno fosfato (HPO_4^{2-})
Estaño(II) o estannoso (Sn^{2+})	Hidrógeno sulfato o bisulfato (HSO_4^{-})
Estroncio (Sr^{2+})	Hidróxido (OH^{-})
Hidrógeno (H^{+})	Hidruro (H^{-})
Hierro(II) o ferroso (Fe^{2+})	Nitrato (NO_3^{-})
Hierro(III) o férrico (Fe^{3+})	Nitrito (NO_2^{-})
Litio (Li^{+})	Nitruro (N^{3-})
Magnesio (Mg^{2+})	Óxido (O^{2-})
Manganeso(II) o manganoso (Mn^{2+})	Permanganato (MnO_4^{-})
Mercurio(I) o mercuroso (Hg_2^{2+})*	Peróxido (O_2^{2-})
Mercurio(II) o mercúrico (Hg^{2+})	Sulfato (SO_4^{2-})
Plata (Ag^{+})	Sulfito (SO_3^{2-})
Plomo(II) o plumboso (Pb^{2+})	Sulfuro (S^{2-})
Potasio (K^{+})	Tiocianato (SCN^{-})
Sodio (Na^{+})	Yoduro (I^{-})
Zinc (Zn^{2+})	

* El mercurio(I) existe como un par, como se muestra.

Ejemplo 2.4 Nombre los siguientes compuestos iónicos: a) $Cu(NO_3)_2$, b) KH_2PO_4 y c) NH_4ClO_3 .

Razonamiento y solución La referencia es la tabla 2.3. Es necesario identificar el catión y el anión, así como sus cargas, en cada compuesto iónico.

- a) Debido a que el ion nitrato (NO_3^-) tiene una carga negativa, el ion cobre debe tener dos cargas positivas. En consecuencia, el compuesto es nitrato de cobre(II).
- b) El catión es K^+ y el anión es H_2PO_4^- (dihidrógeno fosfato). Debido a que el potasio solamente forma un tipo de ion (K^+), no es necesario escribir potasio(I) en el nombre. El compuesto es dihidrógeno fosfato de potasio.
- c) El catión es NH_4^+ (ion amonio) y el anión es ClO_3^- . El compuesto es clorato de amonio.

Problemas similares: 2.53 a), b), e).

Ejercicio Nombre los siguientes compuestos: a) PbO y b) Li_2SO_3 .

Ejemplo 2.5 Escriba las fórmulas químicas de los siguientes compuestos: a) nitrito de mercurio(I), b) sulfuro de cesio y c) fosfato de calcio.

Razonamiento y solución Los números romanos proporcionan información acerca de la carga de los cationes.

- a) El ion mercurio(I) es diatómico, se representa Hg_2^{2+} (véase la tabla 2.3), y el ion nitrito es NO_2^- . En consecuencia, la fórmula es $\text{Hg}_2(\text{NO}_2)_2$.
- b) Cada ion sulfuro tiene dos cargas negativas y cada ion cesio tiene una carga positiva (el cesio está en el grupo 1A, como el sodio). En consecuencia, la fórmula es Cs_2S .
- c) Cada ion calcio (Ca^{2+}) tiene dos cargas positivas, y cada ion fosfato (PO_4^{3-}) tiene tres cargas negativas. Para que la suma de las cargas sea igual a cero, se debe ajustar el número de cationes y aniones:

$$3(+2) + 2(-3) = 0$$

Así, la fórmula es $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

Ejercicio Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos iónicos: a) sulfato de rubidio, b) hidruro de bario.

Tabla 2.4 Prefijos griegos utilizados para la nomenclatura de compuestos moleculares

Prefijo	Significado
Mono-	1
Di-	2
Tri-	3
Tetra-	4
Penta-	5
Hexa-	6
Hepta-	7
Octa-	8
Nona-	9
Deca-	10

Compuestos moleculares

A diferencia de los compuestos iónicos, los compuestos moleculares están formados por unidades moleculares discretas. Por lo general están formados por elementos no metálicos (véase la figura 2.10). Muchos compuestos moleculares son compuestos binarios. La nomenclatura de los compuestos moleculares binarios se hace de manera similar a la de los compuestos iónicos binarios. Se nombra primero el segundo elemento de la fórmula, adicionando el sufijo uro a la raíz del nombre del elemento y después se nombra el primer elemento. Algunos ejemplos son:

HCl	cloruro de hidrógeno
HBr	bromuro de hidrógeno
SiC	carburo de silicio

Es muy común que un par de elementos formen diferentes compuestos. En estos casos se evita la confusión al nombrar los compuestos utilizando prefijos griegos que denotan el número de átomos de cada uno de los elementos presentes (véase la tabla 2.4). Analice los siguientes ejemplos:

CO	monóxido de carbono
CO ₂	dióxido de carbono
SO ₂	dióxido de azufre
SO ₃	trióxido de azufre
NO ₂	dióxido de nitrógeno
N ₂ O ₄	tetróxido de dinitrógeno

La siguiente guía es útil para nombrar los compuestos con prefijos:

- El prefijo “mono” puede omitirse para el primer elemento. Por ejemplo, PCl₃ se nombra tricloruro de fósforo y no tricloruro de monofósforo. Así, la ausencia de un prefijo para el primero de los elementos generalmente significa que sólo hay un átomo de ese elemento en la molécula.
- Para el caso de los óxidos, en algunas ocasiones se omite la terminación “a” del prefijo. Por ejemplo, N₂O₄ se denomina tetróxido de dinitrógeno y no tetraóxido de dinitrógeno.

La excepción para el uso de prefijos griegos es el caso de compuestos moleculares que contienen hidrógeno. Tradicionalmente, muchos de estos compuestos se llaman por sus nombres comunes no sistemáticos, o bien mediante nombres que no indican el número de átomos de H presentes:

B ₂ H ₆	diborano
CH ₄	metano
SiH ₄	silano
NH ₃	amoníaco
PH ₃	fosfina
H ₂ O	agua
H ₂ S	sulfuro de hidrógeno

Observe que es irregular el orden en que se escriben los elementos en las fórmulas para los compuestos que contienen hidrógeno. En el agua y el sulfuro de hidrógeno, se escribe primero el H, mientras que en los otros compuestos aparece al final.

Generalmente es muy sencillo escribir las fórmulas de los compuestos moleculares. Así, el nombre trifluoruro de arsénico indica que hay un átomo de As y tres átomos de F en cada molécula y que la fórmula molecular es AsF₃. Observe que el orden de aparición de los elementos en la fórmula es inverso al nombre.

Ejemplo 2.6 Nombre los siguientes compuestos moleculares: a) SiCl₄ y b) P₄O₁₀.

Razonamiento y solución Para los prefijos se hace referencia a la tabla 2.4.

- a) Debido a que hay cuatro átomos de cloro presentes, el compuesto es tetracloruro de silicio.
- b) Hay cuatro átomos de fósforo y diez átomos de oxígeno presentes, de forma que el compuesto es decóxido de tetrafósforo. Observe que se omite la “a” del prefijo “deca”.

Problemas similares: 2.53 c), h), j).

Ejercicio Nombre los siguientes compuestos moleculares: a) NF₃ y b) Cl₂O₇.

Ejemplo 2.7 Escriba las fórmulas químicas para los siguientes compuestos moleculares:

- a) disulfuro de carbono y b) hexabromuro de disilicio.

Problemas similares: 2.55 g), j).

Razonamiento y solución Para los prefijos, se hace referencia a la tabla 2.4.

- a) Dado que hay un átomo de carbono y dos átomos de azufre presentes, la fórmula es CS_2 .
 b) Hay dos átomos de silicio y seis átomos de bromo presentes, por lo que la fórmula es Si_2Br_6 .

Ejercicio Escriba las fórmulas químicas para los siguientes compuestos moleculares:
 a) tetrafluoruro de azufre, b) pentóxido de dinitrógeno.

H^+ es equivalente a un proton y en ocasiones se le nombra de esta forma.

Ácidos y bases

Nomenclatura de ácidos

Un **ácido** se describe como una sustancia que libera iones hidrógeno (H^+) cuando se disuelve en agua. Las fórmulas de los ácidos contienen uno o más átomos de hidrógeno, así como un anión. Los aniones cuyo nombre termina en “uro” forman ácidos cuyo nombre termina en “hídrico”, como se muestra en la tabla 2.5. En algunos casos se pueden asignar dos nombres diferentes a la misma fórmula química.

HCl cloruro de hidrógeno
 HCl ácido clorhídrico

El nombre asignado al compuesto depende de su estado físico. En estado gaseoso o en estado líquido puro, HCl es un compuesto molecular que recibe el nombre de cloruro de hidrógeno. Cuando se encuentra disuelto en agua, sus moléculas se separan en iones H^+ y Cl^- ; en esta forma, la sustancia se llama ácido clorhídrico.

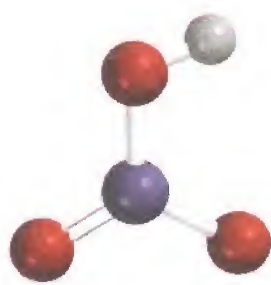
Los **oxiácidos** son ácidos que contienen hidrógeno, oxígeno y otro elemento (el elemento central). Las fórmulas de los oxiácidos generalmente se escriben con el H en primer lugar, seguido por el elemento central y al final el O, como se ilustra en los siguientes ejemplos:

HNO_3 ácido nítrico
 H_2CO_3 ácido carbónico
 H_2SO_4 ácido sulfúrico
 HClO_3 ácido clórico

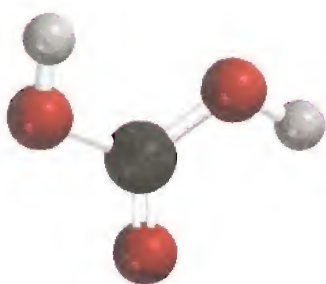
Con frecuencia dos o más oxiácidos tienen el mismo átomo central pero diferente número de átomos de O. Empezando con los oxiácidos cuyos nombres terminan en “ico”, se utilizan las siguientes reglas para nombrar estos compuestos:

Tabla 2.5 Algunos ácidos sencillos

Anión	Ácido correspondiente
F^- (fluoruro)	HF (ácido fluorhídrico)
Cl^- (cloruro)	HCl (ácido clorhídrico)
Br^- (bromuro)	HBr (ácido bromhídrico)
I^- (yoduro)	HI (ácido yodhídrico)
CN^- (cianuro)	HCN (ácido cianhídrico)
S^{2-} (sulfuro)	H_2S (ácido sulfhídrico)



HNO_3



H_2CO_3

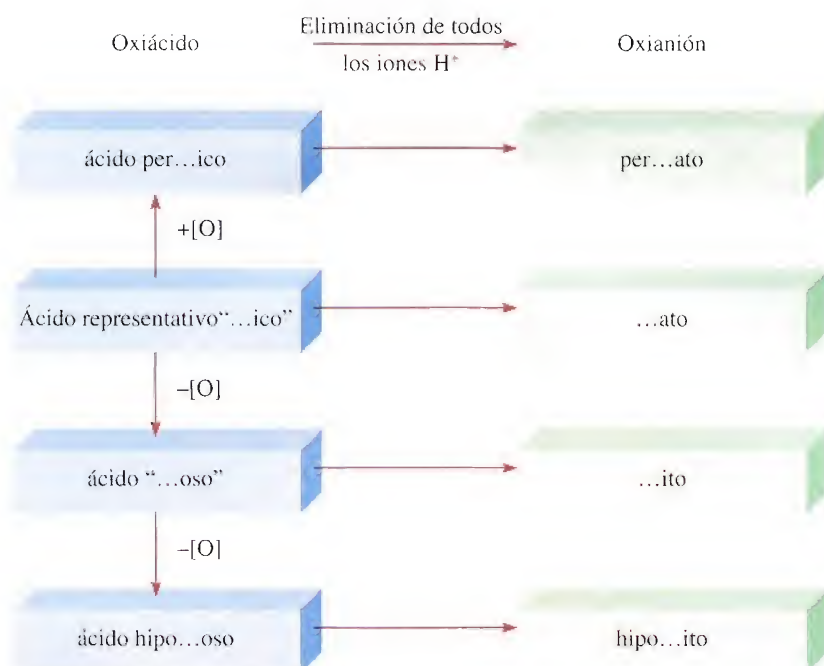


FIGURA 2.14 Nomenclatura de oxiaácidos y oxianiones.

- Al agregar un átomo de O al ácido "ico", el ácido se llamará ácido "per...ico". Así, la adición de un átomo de O a $HClO_3$ cambia de ácido clórico a ácido perclórico $HClO_4$.
- Al quitar un átomo de O al ácido "ico", el ácido se llama ácido "oso". Así, el ácido nítrico HNO_3 se transforma en ácido nitroso HNO_2 .
- Al quitar dos átomos de O del ácido "ico", el ácido se llama ácido "hipo...oso". Así, cuando $HBrO_4$ se convierte en $HBrO$, el ácido se llama ácido hipobromoso.

Las reglas para nombrar los **oxianiones**, que son los aniones de los oxiaácidos, son las siguientes:

- Cuando se quitan todos los iones H del ácido "ico", el nombre del anión termina en "ato". Por ejemplo, el anión CO_3^{2-} , derivado de H_2CO_3 , se llama carbonato.
- Cuando se quitan todos los iones H del ácido "oso", el nombre del anión termina en "ito". Así, el anión ClO_2^- , derivado de $HClO_2$, se llama clorito.
- Los nombres de los aniones a los cuales se han quitado uno o más iones hidrógeno, pero no todos, deben indicar el número de iones H presentes. Por ejemplo, considere los aniones derivados del ácido fosfórico:

H_3PO_4	ácido fosfórico
$H_2PO_4^-$	dihidrógeno fosfato
HPO_4^{2-}	hidrógeno fosfato
PO_4^{3-}	fosfato

Nótese que por lo general se omite el prefijo "mono" cuando solamente hay un H en el anión. La figura 2.14 resume la nomenclatura de los oxiaácidos y de los oxianiones, y en la tabla 2.6 se presentan los nombres de los oxiaácidos y los oxianiones que contienen cloro.

El siguiente ejemplo muestra la nomenclatura de un oxiaácido y un oxianión.

Tabla 2.6 Nombres de los oxiácidos y de los oxianiones que contienen cloro

Ácido	Anión
HClO ₄ (ácido perclórico)	ClO ₄ ⁻ (perclorato)
HClO ₃ (ácido clórico)	ClO ₃ ⁻ (clorato)
HClO ₂ (ácido cloroso)	ClO ₂ ⁻ (clorito)
HClO (ácido hipocloroso)	ClO ⁻ (hipoclorito)

Ejemplo 2.8 Nombre el siguiente oxiácido y oxianión: a) H₃PO₃, b) IO₄⁻.

Razonamiento y solución Se hace referencia a la figura 2.14 y a la tabla 2.6.

- a) Se empieza con el ácido de referencia, el ácido fosfórico (H₃PO₄). Como el H₃PO₃ tiene un átomo de O menos, se llama ácido fosforoso.
- b) El ácido del que se deriva es HIO₄. Debido a que el ácido tiene un átomo de O más que el ácido de referencia, ácido yódico (HIO₃), se llama ácido peryódico. En consecuencia, el anión derivado del HIO₄ se llama peryodato.

Problemas similares: 2.53 h), 2.54 c).

Ejercicio Nombre el siguiente oxiácido y el oxianión: a) HBrO, b) HSO₄⁻.

Nomenclatura de bases

Una *base* se describe como una sustancia que libera iones hidróxido (OH⁻) cuando está disuelta en agua. Algunos ejemplos son

NaOH	hidróxido de sodio
KOH	hidróxido de potasio
Ba(OH) ₂	hidróxido de bario

El amoníaco (NH₃) es un compuesto molecular en estado gaseoso o en estado de líquido puro; también se clasifica como base. A primera vista podría parecer una excepción a la definición de una base. Pero debe hacerse notar que lo que se requiere para que una sustancia se clasifique como base es que libere iones hidróxido cuando está disuelta en agua, y no es necesario que contenga iones hidróxido en su estructura. De hecho, cuando el amoníaco se disuelve en agua, el NH₃ reacciona parcialmente con ella para formar iones NH₄⁺ y OH⁻. Por esta razón se clasifica como base.

Hidratos

Los *hidratos* son compuestos que tienen un número específico de moléculas de agua unidas a ellos. Por ejemplo, en su estado normal, cada unidad de sulfato de cobre(II) tiene cinco moléculas de agua asociadas con él. El nombre sistemático para este compuesto es sulfato de cobre(II) pentahidratado, y su fórmula se escribe como CuSO₄ · 5H₂O. Las moléculas de agua se pueden eliminar por calentamiento. Cuando esto ocurre, el compuesto resultante es CuSO₄, que suele llamarse sulfato de cobre(II) *anhidro*; la palabra “anhidro” significa que el compuesto ya no tiene moléculas de agua unidas a él (figura 2.15). Algunos otros hidratos son



FIGURA 2.15 El $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (a la izquierda) es de color azul; el CuSO_4 (a la derecha) es de color blanco.

$\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	cloruro de bario dihidratado
$\text{LiCl} \cdot \text{H}_2\text{O}$	cloruro de litio monohidratado
$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	sulfato de magnesio heptahidratado
$\text{Sr}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$	nitrato de estroncio tetrahidratado

Compuestos inorgánicos comunes

Algunos compuestos se conocen más por sus nombres comunes que por sus nombres químicos sistemáticos. En la tabla 2.7 se muestran algunos ejemplos.

Tabla 2.7 Nombres comunes y sistemáticos de algunos compuestos

Fórmula	Nombre común	Nombre sistemático
H_2O	Agua	Óxido de dihidrógeno
NH_3	Amoniaco	Nitruro de trihidrógeno
CO_2	Hielo seco	Dióxido de carbono sólido
NaCl	Sal de mesa	Cloruro de sodio
N_2O	Gas hilarante	Óxido de dinitrógeno (óxido nitroso)
CaCO_3	Mármol, greda, piedra caliza	Carbonato de calcio
CaO	Cal viva	Óxido de calcio
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	Cal apagada	Hidróxido de calcio
NaHCO_3	Polvo para hornear	Hidrógeno carbonato de sodio
$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	Sosa para lavar	Carbonato de sodio decahidratado
$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	Sal de Epsom	Sulfato de magnesio heptahidratado
$\text{Mg}(\text{OH})_2$	Leche de magnesio	Hidróxido de magnesio
$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	Yeso	Sulfato de calcio dihidratado

Resumen de hechos y conceptos

1. La química moderna empezó con la teoría atómica de Dalton, que establece que toda la materia está compuesta por partículas pequeñas e indivisibles llamadas átomos; que todos los átomos del mismo elemento son idénticos; que los compuestos contienen átomos de diferentes elementos combinados en relación de números enteros, y que los átomos no se crean ni se destruyen durante las reacciones químicas (ley de la conservación de la masa).
2. Los átomos de los elementos que constituyen un compuesto en particular siempre se combinan en la misma proporción en masa (ley de las proporciones definidas). Cuando dos elementos se combinan para formar más de un compuesto, la masa del elemento que se combina con una cantidad fija de masa del otro elemento siempre es una relación de números enteros pequeños (ley de las proporciones múltiples).

- Un átomo está constituido por un núcleo central muy denso, que contiene protones y neutrones, y por electrones que se mueven alrededor del núcleo a una distancia relativamente grande.
- Los protones están cargados positivamente, los neutrones no tienen carga y los electrones están cargados negativamente. Los protones y neutrones tienen aproximadamente la misma masa, que es alrededor de 1 840 veces mayor que la masa de un electrón.
- El número atómico de un elemento es el número de protones presentes en el núcleo de un átomo de ese elemento; determina su identidad. El número de masa es la suma del número de protones y de neutrones presentes en el núcleo.
- Los isótopos son átomos de un mismo elemento, con el mismo número de protones pero diferente número de neutrones.
- En las fórmulas químicas se combinan los símbolos de los elementos que las forman, utilizando como subíndices números enteros para indicar el tipo y número de átomos contenidos en la unidad más pequeña de un compuesto.
- La fórmula molecular indica el número y tipo específico de átomos combinados en cada molécula de un compuesto. La fórmula empírica muestra la relación más sencilla de los átomos que forman una molécula.
- Los compuestos químicos pueden ser compuestos moleculares (en los que la unidad más pequeña son moléculas individuales discretas) o bien compuestos iónicos (en los cuales los iones positivos y negativos están unidos por atracción mutua). Los compuestos iónicos están formados por cationes y aniones, que se forman cuando los átomos pierden o ganan electrones, respectivamente.
- Los nombres de muchos compuestos inorgánicos se deducen a partir de algunas reglas sencillas. Las fórmulas se pueden escribir a partir de los nombres de los compuestos.

Palabras clave

Ácido, p. 58
 Alótropo, p. 49
 Anión, p. 48
 Átomo, p. 37
 Base, p. 60
 Catión, p. 48
 Compuesto binario, p. 54
 Compuesto iónico, p. 48
 Compuesto ternario, p. 54
 Electrón, p. 38
 Familias, p. 45
 Fórmula empírica, p. 50
 Fórmula estructural, p. 50

Fórmula molecular, p. 49
 Fórmula química, p. 49
 Gases nobles, p. 45
 Grupos, p. 45
 Halógenos, p. 45
 Hidrato, p. 60
 Ion, p. 48
 Ion monoatómico, p. 48
 Ion poliatómico, p. 48
 Isótopo, p. 44
 Ley de la conservación de la masa, p. 37
 Ley de las proporciones definidas, p. 37

Ley de las proporciones múltiples, p. 37
 Metal, p. 45
 Metales alcalinos, p. 45
 Metales alcalinotérreos, p. 45
 Metaloides, p. 45
 Molécula, p. 46
 Molécula diatómica, p. 48
 Molécula poliatómica, p. 48
 Neutrón, p. 42
 No metal, p. 45
 Núcleo, p. 42

Número atómico (Z), p. 43
 Número de masa (A), p. 44
 Oxiácido, p. 58
 Oxianión, p. 59
 Partículas alfa (α), p. 41
 Partículas beta (β), p. 41
 Periodo, p. 45
 Protón, p. 42
 Radiación, p. 38
 Radiactividad, p. 40
 Rayos alfa (α), p. 40
 Rayos beta (β), p. 41
 Rayos gamma (γ), p. 41
 Tabla periódica, p. 45

Preguntas y problemas

Estructura del átomo

Preguntas de repaso

- Defina los siguientes términos: a) partícula α , b) partícula β , c) rayo γ , d) rayos X.
- Nombre los tipos de radiación que se conocen, que emiten los elementos radiactivos.
- Compare las propiedades de las siguientes partículas: partículas α , rayos catódicos, protones, neutrones y electrones.
- ¿Cuál es el significado del término "partícula elemental"?
- Describe la contribución de cada uno de los siguientes científicos al conocimiento actual de la estructura atómica: J. J.

Thomson, R. A. Millikan, Ernest Rutherford y James Chadwick.

- Describe el experimento en el que se basó la idea de que el núcleo ocupa una fracción muy pequeña del volumen total del átomo.

Problemas

- El diámetro de un átomo neutro de helio es alrededor de 1×10^2 pm. Suponga que se pudieran alinear los átomos de helio de forma que tuvieran contacto unos con otros. Aproximadamente, ¿cuántos átomos se necesitarían para cubrir una distancia de 1 cm?

- 2.8 En términos generales, el radio de un átomo es aproximadamente 10 000 veces mayor que su núcleo. Si un átomo pudiera amplificarse de manera que el radio de su núcleo midiera 2.0 cm, casi el tamaño de una canica, ¿cuál sería el radio del átomo en millas? (1 mi = 1 609 m).

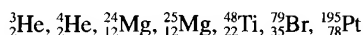
Número atómico, número de masa e isótopos

Preguntas de repaso

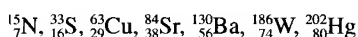
- 2.9 Con el isótopo de helio-4 defina número atómico y número de masa. ¿Por qué el conocimiento del número atómico permite deducir el número de electrones presentes en un átomo?
- 2.10 ¿Por qué todos los átomos de un elemento tienen el mismo número atómico, a pesar de que pueden tener diferente número de masa?
- 2.11 ¿Cómo se llaman los átomos del mismo elemento pero con diferente número de masa?
- 2.12 Explique el significado de cada uno de los términos en el símbolo ${}_Z^AX$.

Problemas

- 2.13 ¿Cuál es el número de masa de un átomo de hierro que tiene 28 neutrones?
- 2.14 Calcule el número de neutrones de ${}^{239}\text{Pu}$.
- 2.15 Para cada una de las siguientes especies, determine el número de protones y el número de neutrones en el núcleo:



- 2.16 Indique el número de protones, neutrones y electrones en cada una de las siguientes especies:



- 2.17 Escriba el símbolo adecuado para cada uno de los siguientes isótopos: a) $Z = 11$, $A = 23$; b) $Z = 28$, $A = 64$.
- 2.18 Escriba el símbolo adecuado para cada uno de los siguientes isótopos: a) $Z = 74$, $A = 186$; b) $Z = 80$, $A = 201$.

La tabla periódica

Preguntas de repaso

- 2.19 ¿Qué es la tabla periódica y cuál es su importancia en el estudio de la química?
- 2.20 Mencione dos diferencias entre un metal y un no metal.
- 2.21 Escriba los nombres y símbolos de cuatro elementos de cada una de las siguientes categorías: a) no metal, b) metal y c) metaloide.
- 2.22 Defina con dos ejemplos los siguientes términos: a) metales alcalinos, b) metales alcalinotérreos, c) halógenos, d) gases nobles.

Problemas

- 2.23 Los elementos cuyos nombres tienen la terminación *io*, generalmente son metales; por ejemplo, el sodio. Identifique un no metal cuyo nombre también termine con *io*.
- 2.24 Describa los cambios en las propiedades (de metales a no metales o bien de no metales a metales) según se analiza: a)

un grupo periódico hacia abajo, y b) a lo largo de la tabla periódica (horizontalmente).

- 2.25 Con la ayuda de un manual de propiedades químicas y físicas (pregunte a su profesor por un manual) encuentre: a) dos metales menos densos que el agua, b) dos metales más densos que el mercurio, c) el elemento sólido metálico más denso que se conoce, d) el elemento sólido no metálico, conocido, con mayor densidad.
- 2.26 Agrupe los siguientes elementos por pares, según sus propiedades químicas semejantes: K, F, P, Na, Cl y N.

Moléculas y iones

Preguntas de repaso

- 2.27 ¿Cuál es la diferencia entre un átomo y una molécula?
- 2.28 ¿Qué son alótropos? Dé un ejemplo. ¿Cuál es la diferencia entre alótropos e isótopos?
- 2.29 Describa los dos tipos de modelos moleculares de empleo común.
- 2.30 Proporcione un ejemplo para: a) un catión monoatómico, b) un anión monoatómico, c) un catión poliatómico, d) un anión poliatómico.

Problemas

- 2.31 Identifique como elementos o compuestos: NH_3 , N_2 , S_8 , NO , CO , CO_2 , H_2 , SO_2 .
- 2.32 Dé dos ejemplos para cada uno de los siguientes incisos: a) una molécula diatómica que contenga átomos del mismo elemento, b) una molécula diatómica que contenga átomos de diferentes elementos, c) una molécula poliatómica que contenga átomos del mismo elemento, d) una molécula poliatómica que contenga átomos de diferentes elementos.
- 2.33 Indique el número de protones y electrones de cada uno de los siguientes iones comunes: Na^+ , Ca^{2+} , Al^{3+} , Fe^{2+} , I^- , F^- , S^{2-} , O^{2-} y N^{3-} .
- 2.34 Indique el número de protones y electrones de cada uno de los siguientes iones comunes: K^+ , Mg^{2+} , Fe^{3+} , Br^- , Mn^{2+} , C^{4-} , Cu^{2+} .

Fórmulas químicas

Preguntas de repaso

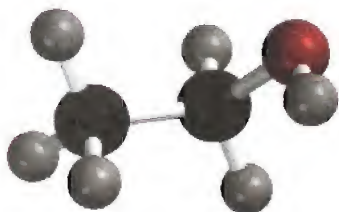
- 2.35 ¿Qué representa una fórmula química? ¿Cuál es la relación de los átomos en las siguientes fórmulas moleculares? a) NO , b) NCl_3 , c) N_2O_4 , d) P_4O_6 .
- 2.36 Defina fórmula molecular y fórmula empírica. ¿Cuáles son las semejanzas y diferencias entre las fórmulas empírica y molecular de un compuesto?
- 2.37 Proporcione un ejemplo de un caso en el cual dos moléculas tengan diferente fórmula molecular pero igual fórmula empírica.
- 2.38 ¿Qué significa P_4 ? ¿Cuál es la diferencia con 4P ?
- 2.39 ¿Qué es un compuesto iónico? ¿Cómo se mantiene la neutralidad eléctrica en un compuesto iónico?
- 2.40 Explique por qué las fórmulas químicas de los compuestos iónicos por lo general son iguales que sus fórmulas empíricas.

Problemas

- 2.41** ¿Cuál es la fórmula empírica de cada uno de los siguientes compuestos? *a)* C_2N_2 , *b)* C_6H_6 , *c)* C_9H_{20} , *d)* P_4O_{10} , *e)* B_2H_6 .
- 2.42** ¿Cuál es la fórmula empírica de cada uno de los siguientes compuestos? *a)* Al_2Br_6 , *b)* $Na_2S_2O_4$, *c)* N_2O_5 , *d)* $K_2Cr_2O_7$.
- 2.43** Indique la fórmula molecular de la glicina, un aminoácido presente en las proteínas. El código de los colores es: negro (carbono), azul (nitrógeno), rojo (oxígeno) y gris (hidrógeno).



- 2.44** Indique la fórmula molecular del etanol. El código de los colores es: negro (carbono), rojo (oxígeno) y gris (hidrógeno).



- 2.45** ¿Cuáles de los siguientes compuestos son iónicos? ¿Cuáles serán moleculares? $SiCl_4$, LiF , $BaCl_2$, B_2H_6 , KCl , C_2H_4 .
- 2.46** ¿Cuáles de los siguientes compuestos son iónicos? ¿Cuáles serán moleculares? CH_4 , $NaBr$, BaF_2 , CCl_4 , ICl , $CsCl$, NF_3 .

Nomenclatura de compuestos inorgánicos

Preguntas de repaso

- 2.47** ¿Cuál es la diferencia entre compuestos inorgánicos y compuestos orgánicos?
- 2.48** ¿Cuáles son las cuatro principales categorías para los compuestos inorgánicos?
- 2.49** Dé un ejemplo de un compuesto binario y un ejemplo de un compuesto ternario.
- 2.50** ¿Cuál es el sistema de Stock? ¿Qué ventajas tiene sobre el sistema antiguo para nombrar los cationes?
- 2.51** Explique por qué la fórmula HCl puede representar dos diferentes sistemas químicos.
- 2.52** Defina ácidos, bases, oxiácidos, oxianiones e hidratos.

Problemas

- 2.53** Nombre los siguientes compuestos: *a)* KH_2PO_4 , *b)* K_2HPO_4 , *c)* HBr (gaseoso), *d)* HBr (acuoso), *e)* Li_2CO_3 , *f)* $K_2Cr_2O_7$, *g)* NH_4NO_2 , *h)* HIO_3 , *i)* PF_5 , *j)* P_4O_6 , *k)* CdI_2 , *l)* $SrSO_4$, *m)* $Al(OH)_3$.
- 2.54** Nombre los siguientes compuestos: *a)* $KClO$, *b)* Ag_2CO_3 , *c)* HNO_2 , *d)* $KMnO_4$, *e)* $CsClO_3$, *f)* KNH_4SO_4 , *g)* FeO , *h)* Fe_2O_3 , *i)* $TiCl_4$, *j)* NaH , *k)* Li_3N , *l)* Na_2O , *m)* Na_2O_2 .
- 2.55** Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos: *a)* nitrito de rubidio, *b)* sulfuro de potasio, *c)* hidrógeno sulfuro de sodio, *d)* fosfato de magnesio, *e)* hidrógeno fosfato de calcio, *f)* dihidrógeno fosfato de potasio, *g)* heptafluoruro de yodo, *h)* sulfato de amonio, *i)* perclorato de plata, *j)* tricloruro de boro.
- 2.56** Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos: *a)* cianuro de cobre(I), *b)* clorito de estroncio, *c)* ácido perbrómico, *d)* ácido yodhídrico, *e)* fosfato de disodio y amonio, *f)* carbonato de plomo(II), *g)* fluoruro de estaño(II), *h)* decasulfuro de tetrafósforo, *i)* óxido de mercurio(II), *j)* yoduro de mercurio(I), *k)* hexafluoruro de selenio.

Problemas adicionales

- 2.57** Se encontró que una muestra de un compuesto de uranio pierde masa en forma gradual. Explique qué le está sucediendo a dicha muestra.
- 2.58** ¿En cuál de los siguientes pares son más parecidas las dos especies en cuanto a propiedades químicas? Explique. *a)* 1H y ${}^1H^+$, *b)* ${}^{14}N$ y ${}^{14}N^{3-}$, *c)* ${}^{12}C$ y ${}^{13}C$.
- 2.59** Un isótopo de un elemento metálico tiene un número de masa de 65 y tiene 35 neutrones en su núcleo. El catión derivado de dicho isótopo tiene 28 electrones. Escriba el símbolo de este catión.
- 2.60** Un isótopo de un elemento no metálico tiene un número de masa de 127 y tiene 74 neutrones en su núcleo. El anión derivado de dicho isótopo tiene 54 electrones. Escriba el símbolo de este anión.
- 2.61** En la siguiente tabla se indica el número de electrones, protones y neutrones de los átomos o iones de algunos elementos. Conteste lo siguiente: *a)* ¿Cuáles de las especies son neutras? *b)* ¿Cuáles están cargadas negativamente? *c)* ¿Cuáles tienen carga positiva? *d)* ¿Cuáles son los símbolos convencionales de todas las especies?

Átomo o ion del elemento	A	B	C	D	E	F	G
Número de electrones	5	10	18	28	36	5	9
Número de protones	5	7	19	30	35	5	9
Número de neutrones	5	7	20	36	46	6	10

- 2.62** ¿Qué resulta erróneo o ambiguo en el enunciado “cuatro moléculas de $NaCl$ ”?
- 2.63** Se conocen los siguientes sulfuros de fósforo: P_4S_3 , P_4S_7 y P_4S_{10} . ¿Estos compuestos obedecen la ley de las proporciones múltiples?
- 2.64** ¿Cuáles de las siguientes especies son elementos, cuáles son moléculas pero no compuestos, cuáles son compuestos

pero no moléculas, y cuáles son compuestos y moléculas?

a) SO_2 , b) S_8 , c) Cs , d) N_2O_5 , e) O , f) O_2 , g) O_3 , h) CH_4 , i) KBr , j) S , k) P_4 , l) LiF

2.65 ¿Por qué el cloruro de magnesio (MgCl_2) no se llama cloruro de magnesio(II)?

2.66 Algunos compuestos se conocen más por sus nombres comunes que por sus nombres químicos sistemáticos. Dé las fórmulas químicas de las siguientes sustancias: a) hielo seco, b) sal de mesa, c) gas hilarante, d) mármol (greda, piedra caliza), e) cal viva, f) cal apagada, g) polvo de hornear, h) sosa para lavar, i) yeso, j) leche de magnesia.

2.67 Complete los espacios en blanco de la siguiente tabla:

Símbolo		$^{54}_{26}\text{Fe}^{2+}$			
Protones	5			79	86
Neutrones	6		16	117	136
Electrones	5		18	79	
Carga neta			-3		0

2.68 a) ¿Cuáles elementos forman más fácilmente compuestos iónicos? b) ¿Cuáles elementos metálicos es más probable que formen cationes con diferentes cargas?

2.69 Escriba la fórmula del ion más común que se deriva de cada una de las siguientes especies: a) Li , b) S , c) I , d) N , e) Al , f) Cs , g) Mg

2.70 ¿Cuál de los siguientes símbolos proporciona mayor información del átomo: ^{23}Na u $^{23}_{11}\text{Na}$? Explique.

2.71 Escriba las fórmulas químicas y los nombres de los ácidos que forman los elementos del grupo 7A. Haga lo mismo para los elementos de los grupos 3A, 4A, 5A y 6A.

2.72 De los 115 elementos que se conocen sólo dos son líquidos a temperatura ambiente (25°C). ¿Cuáles son? (Sugerencia: Uno de ellos es un metal muy conocido y el otro es un elemento del grupo 7A.)

2.73 Considere los gases nobles (los elementos del grupo 8A): ^4_2He , $^{20}_{10}\text{Ne}$, $^{40}_{18}\text{Ar}$, $^{84}_{36}\text{Kr}$ y $^{133}_{54}\text{Xe}$. a) determine el número de protones y neutrones en el núcleo de cada átomo, y b) determine la relación entre neutrones y protones en el núcleo de cada átomo. Describa si se observa alguna tendencia general con relación a los cambios en esta relación según aumenta el número atómico.

2.74 Elabore una lista de los elementos que existen como gases a temperatura ambiente. (Sugerencia: Estos elementos se localizan en los grupos 5A, 6A, 7A y 8A.)

2.75 Los metales del grupo 1B: Cu , Ag y Au , reciben el nombre de metales de acuñar. ¿Cuáles de sus propiedades químicas explican su elección para la acuñación de monedas y para la fabricación de joyas?

2.76 Los elementos del grupo 8A de la tabla periódica reciben el nombre de gases nobles. Sugiera un significado para la palabra "noble", al referirse a estos gases.

2.77 La fórmula del óxido de calcio es CaO . ¿Cuáles son las fórmulas del óxido de magnesio y del óxido de estroncio?

2.78 Un mineral común del bario es la barita, o sulfato de bario (BaSO_4). Debido a que los elementos de un mismo grupo presentan propiedades químicas semejantes se esperaría encontrar algo de sulfato de radio (RaSO_4) mezclado con la barita, ya que el radio es el último elemento del grupo 2A. Sin embargo, la única fuente de compuestos de radio en la naturaleza se encuentra en los minerales de uranio. ¿Por qué?

2.79 Elabore una lista con cinco elementos para cada uno de los siguientes casos: a) sus nombres se derivan de nombres de lugares, b) sus nombres se derivan de nombres de personas, c) sus nombres se derivan de los colores. (Sugerencia: Véase el apéndice I.)

2.80 Diga cuál es el único país que debe su nombre a un elemento. (Sugerencia: Es un país de América del Sur.)

2.81 El flúor reacciona con hidrógeno (H) y con deuterio (D) para formar fluoruro de hidrógeno (HF) y fluoruro de deuterio (DF), en donde el deuterio (^2H) es un isótopo del hidrógeno. ¿Una determinada cantidad de flúor reaccionaría con diferentes masas de los dos isótopos del hidrógeno? ¿Esto representa una violación a la ley de las proporciones definidas? Explique.

2.82 Prediga la fórmula y el nombre del compuesto binario que se forma entre los siguientes elementos: a) Na e H , b) B y O , c) Na y S , d) Al y F , e) F y O , f) Sr y Cl .

2.83 Identifique cada uno de los siguientes elementos: a) un halógeno cuyo anión contiene 36 electrones, b) un gas noble radiactivo que contiene 86 protones, c) un elemento del grupo 6A cuyo anión contiene 36 electrones, d) un catión de un metal alcalino que contiene 36 electrones, e) un catión del grupo 4A que contiene 80 electrones.

Respuestas a los ejercicios

2.1 29 protones, 34 neutrones y 29 electrones. 2.2 CHCl_3 . 2.3 $\text{C}_4\text{H}_5\text{N}_2\text{O}$. 2.4 a) Óxido de plomo(II), b) sulfito de litio. 2.5 a) Rb_2SO_4 , b) BaH_2 . 2.6 a) Trifluoruro de nitrógeno, b) heptóxido de dicloro. 2.7 a) SF_4 , b) N_2O_5 . 2.8 a) Ácido hipobromoso, b) ion hidrógeno sulfato.

Relaciones de masa en las reacciones químicas



El calentamiento del clorato de potasio (KClO_3) produce oxígeno, que mantiene la combustión de una astilla de madera.

Introducción

En este capítulo se estudiará la masa de los átomos y de las moléculas y lo que les ocurre cuando se realizan cambios químicos. El análisis se hará a partir de la ley de la conservación de la masa.

- 3.1 Masa atómica
- 3.2 Masa molar de un elemento y número de Avogadro
- 3.3 Masa molecular
- 3.4 El espectrómetro de masas
- 3.5 Composición porcentual de los compuestos
- 3.6 Determinación experimental de fórmulas empíricas
- 3.7 Reacciones químicas y ecuaciones químicas
- 3.8 Cantidades de reactivos y productos
- 3.9 Reactivo limitante
- 3.10 Rendimiento de reacción

3.1 Masa atómica

En este capítulo se utilizará lo aprendido acerca de la estructura y las fórmulas químicas para estudiar las relaciones de masa de los átomos y las moléculas. Estas relaciones ayudarán a su vez a explicar la composición de los compuestos y la manera como se efectúan los cambios de composición.

En la sección 3.4 se describe un método para determinar la masa atómica.

La masa de un átomo depende del número que contiene de electrones, protones y neutrones. El conocimiento de la masa de un átomo es importante para el trabajo en el laboratorio. Sin embargo, los átomos son partículas extremadamente pequeñas ¡incluso la partícula más pequeña de polvo que puede apreciarse a simple vista contiene 1×10^{16} átomos! Obviamente no es posible pesar un solo átomo, pero existen métodos experimentales para determinar su masa *en relación con* la de otro. El primer paso consiste en asignar un valor a la masa de un átomo de un elemento determinado para utilizarlo como referencia.

Una unidad de masa atómica también se denomina dalton.

Por acuerdo internacional, la **masa atómica** (algunas veces conocida como *peso atómico*) es la *masa de un átomo, en unidades de masa atómica (uma)*. Una **unidad de masa atómica** se define como *una masa exactamente igual a un doceavo de la masa de un átomo de carbono-12*. El carbono-12 es el isótopo del carbono que tiene seis protones y seis neutrones. Al fijar la masa del carbono-12 como 12 uma se tiene el átomo que se utiliza como referencia para medir la masa atómica de los demás elementos. Por ejemplo, ciertos experimentos han demostrado que, en promedio, un átomo de hidrógeno tiene sólo 8.400% de la masa del átomo de carbono-12. De modo que, si la masa de un átomo de carbono-12 es exactamente 12 uma, la masa atómica del hidrógeno debe ser 0.084×12.00 uma, es decir, 1.008 uma. Con cálculos semejantes se demuestra que la masa atómica del oxígeno es 16.00 uma y que la del hierro es 55.85 uma. A pesar de que no se conoce la masa promedio de un átomo de hierro, se sabe que es alrededor de 56 veces mayor que la masa de un átomo de hidrógeno.

Masa atómica promedio

Cuando se busca la masa atómica del carbono en una tabla periódica, como la que aparece detrás de la portada de este libro, se encontrará que su valor no es 12.00 uma, sino 12.01 uma. La razón de esta diferencia es que la mayoría de los elementos de origen natural (incluido el carbono) tiene más de un isótopo. Esto significa que al medir la masa atómica de un elemento, por lo general se debe establecer la masa *promedio* de la mezcla natural de los isótopos. Por ejemplo, la abundancia natural del carbono-12 y del carbono-13 es de 98.90 y 1.10%, respectivamente. Se ha determinado que la masa atómica del carbono-12 es 12.00000 uma. Así, la masa atómica promedio del carbono se calcula como sigue:

$$\begin{aligned} \text{masa atómica promedio} \\ \text{del carbono natural} &= (0.9890)(12.00000 \text{ uma}) + (0.0110)(13.00335 \text{ uma}) \\ &= 12.0 \text{ uma} \end{aligned}$$

Una determinación más exacta revela que la masa atómica del carbono es de 12.01 uma. Observe que en cálculos que incluyen porcentajes, es necesario convertir los porcentajes a fracciones. Por ejemplo, 98.90% se transforma en $98.90/100$ o 0.9890. Debido a que en el carbono natural hay muchos más átomos de carbono-12 que de carbono-13, la masa atómica promedio se acerca más a 12 uma que a 13 uma.

Es importante entender que cuando se dice que la masa atómica del carbono es de 12.01 uma, se hace referencia a un valor *promedio*. Si los átomos de carbono se pudieran examinar en forma individual, se encontrarían átomos con masa atómica de 12.00000 o bien de 13.00335 uma, pero ninguno de 12.01 uma. El siguiente ejemplo muestra la forma en que se calcula la masa atómica promedio de un elemento.

Ejemplo 3.1 El cobre, un metal conocido desde épocas remotas, se utiliza en cables eléctricos y en monedas, entre otras cosas. Las masas atómicas de sus dos isótopos estables, $^{63}_{29}\text{Cu}$ (69.09%) y $^{65}_{29}\text{Cu}$ (30.91%) son 62.93 uma y 64.9278 uma, respectivamente. Calcule la masa atómica promedio del cobre. Los porcentajes entre paréntesis indican sus abundancias relativas.

Razonamiento y solución Cada isótopo contribuye a la masa atómica del cobre de acuerdo con su abundancia natural. Por tanto, el primer paso consiste en convertir los porcentajes en fracciones. Así, 69.09% se convierte en 0.6909 y 30.91%, en 0.3091. A continuación se calcula la masa atómica promedio como sigue:

$$(0.6909)(62.93 \text{ uma}) + (0.3091)(64.9278 \text{ uma}) = 63.55 \text{ uma}$$

Ejercicio Las masas atómicas de dos isótopos estables de boro, $^{10}_5\text{B}$ (19.78%) y $^{11}_5\text{B}$ (80.22%), son 10.0129 uma y 11.0093 uma, respectivamente. Calcule la masa atómica promedio del boro.



Cobre.

Problemas similares: 3.5, 3.6.

Las masas atómicas de muchos elementos se han determinado con exactitud con cinco o seis cifras significativas. Sin embargo, para los propósitos de este libro, se utilizarán masas atómicas con cuatro cifras significativas (véase la tabla de masas atómicas en la cubierta interior de este texto).

3.2 Masa molar de un elemento y número de Avogadro

Las unidades de masa atómica constituyen una escala relativa de las masas de los elementos. Pero, debido a que los átomos tienen masas tan pequeñas, no es posible diseñar una balanza para pesarlos utilizando unidades calibradas de masa atómica. En cualquier situación real, se manejan muestras macroscópicas que contienen una enorme cantidad de átomos. Por consiguiente, es conveniente tener una unidad especial para describir una gran cantidad de átomos. La idea de tener una unidad para describir un número particular de objetos no es nueva. Por ejemplo, el par (2 objetos), la docena (12 objetos) y la gruesa (144 objetos) son unidades de uso común. Los químicos miden a los átomos y las moléculas en moles.

En el sistema SI, el **mol** es la cantidad de una sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas u otras partículas) como átomos hay exactamente en 12 g (o 0.012 kg) del isótopo de carbono-12. El número real de átomos en 12 g de carbono-12 se determina experimentalmente. Este número se denomina **número de Avogadro** (N_A), en honor del científico italiano Amedeo Avogadro.¹ El valor comúnmente aceptado es

$$N_A = 6.0221367 \times 10^{23}$$

Generalmente, este número se redondea a 6.022×10^{23} . Así, al igual que una docena de naranjas contiene 12 naranjas, 1 mol de átomos de hidrógeno contiene 6.022×10^{23} átomos de H. En la figura 3.1 se muestra 1 mol de varios elementos comunes.

¹ Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro di Quaregua e di Cerreto (1776-1856). Físico y matemático italiano, practicó la abogacía durante muchos años, antes de interesarse por la ciencia. Su trabajo más famoso, conocido como ley de Avogadro (véase el capítulo 5), fue ignorado durante su vida, aunque a finales del siglo XIX se convirtió en la base para la determinación de las masas atómicas.

El adjetivo que se forma a partir del sustantivo "mol" es "molar".

FIGURA 3.1 Una mol de varios elementos comunes: cobre (en monedas), hierro (en clavos), carbono (carbón vegetal en polvo), azufre (polvo amarillo) y mercurio (metal líquido brillante).



En los cálculos, las unidades de masa molar son g/mol o kg/mol.

Se ha visto que 1 mol de átomos de carbono-12 tiene una masa exactamente de 12 g y contiene 6.022×10^{23} átomos. Esta cantidad de carbono-12 es su **masa molar** (M) y se define como la masa (en gramos o kilogramos) de 1 mol de unidades (como átomos o moléculas) de una sustancia. Observe que la masa molar del carbono-12 (en gramos) es numéricamente igual a su masa atómica expresada en uma. De igual forma, la masa atómica del sodio (Na) es 22.99 uma y su masa molar es 22.99 g; la masa atómica del fósforo es 30.97 uma y su masa molar es 30.97 g, y así sucesivamente. Si se conoce la masa atómica de un elemento, también se conoce su masa molar.

Utilizando la masa atómica y la masa molar, es posible calcular la masa, en gramos, de un solo átomo de carbono-12. A partir de lo analizado se sabe que 1 mol de átomos de carbono-12 pesa exactamente 12 gramos. Esto permite escribir la igualdad

$$12.00 \text{ g de carbono-12} = 1 \text{ mol de átomos de carbono-12}$$

Por tanto, el factor unitario se puede expresar como

$$\frac{12.00 \text{ g de carbono-12}}{1 \text{ mol de átomos de carbono-12}} = 1$$

(Observe que se utiliza la unidad “mol” en los cálculos.) Del mismo modo, debido a que en 1 mol de átomos de carbono-12 hay 6.022×10^{23} átomos, se tiene

$$1 \text{ mol de átomos de carbono-12} = 6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de carbono-12}$$

y el factor unitario es

$$\frac{1 \text{ mol de átomos de carbono-12}}{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de carbono-12}} = 1$$

Ahora se puede calcular la masa (en gramos) de 1 átomo de carbono-12 del modo siguiente:

$$\begin{aligned} 1 \text{ átomos de carbono-12} &\times \frac{1 \text{ mol de átomos de carbono-12}}{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de carbono-12}} \times \frac{12.00 \text{ g de carbono-12}}{1 \text{ mol de átomos de carbono-12}} \\ &= 1.993 \times 10^{-23} \text{ g de carbono-12} \end{aligned}$$

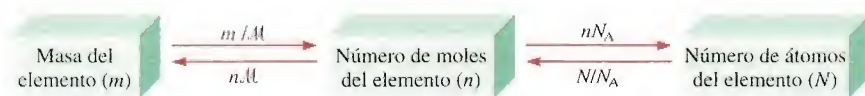


FIGURA 3.2 Relaciones entre la masa (en gramos) de un elemento y el número de moles del mismo, y entre el número de moles de un elemento y el número de átomos del mismo. M es la masa molar (g/mol) del elemento y N_A es el número de Avogadro.

Este resultado se puede utilizar para determinar la relación entre unidades de masa atómica y gramos. Debido a que la masa de cada átomo de carbono-12 es exactamente 12 uma, el número de gramos equivalente a 1 uma es

$$\begin{aligned}\frac{\text{gramo}}{\text{uma}} &= \frac{1.993 \times 10^{-23} \text{ g}}{1 \text{ átomo de carbono-12}} \times \frac{1 \text{ átomo de carbono-12}}{12 \text{ uma}} \\ &= 1.661 \times 10^{-24} \text{ g/uma}\end{aligned}$$

Entonces

$$1 \text{ uma} = 1.661 \times 10^{-24} \text{ g}$$

y

$$1 \text{ g} = 6.022 \times 10^{23} \text{ uma}$$

Este ejemplo demuestra que el número de Avogadro se puede utilizar para convertir unidades de masa atómica a masa en gramos y viceversa.

Los conceptos de número de Avogadro y masa molar permiten efectuar conversiones entre masa y moles de átomos, entre número de átomos y masa, así como para calcular la masa de un solo átomo. Para estos cálculos se emplearán los siguientes factores unitarios:

$$\frac{1 \text{ mol de X}}{\text{masa molar de X}} = 1 \quad \frac{1 \text{ mol de X}}{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de X}} = 1$$

donde X representa el símbolo del elemento. En la figura 3.2 se resume la relación entre la masa de un elemento y el número de moles del mismo, así como entre moles de un elemento y el número de átomos del mismo. Mediante los factores unitarios adecuados es posible convertir una cantidad en otra, como se muestra en los ejemplos 3.2 al 3.4.



Las masas atómicas de los elementos se proporcionan en la parte interna de la portada del libro.

Ejemplo 3.2 El helio (He) es un gas valioso utilizado en la industria, en investigaciones en las que se requiere baja temperatura, en los tanques para buceo profundo y para inflar globos. ¿Cuántas moles de He hay en 6.46 g de He?

Razonamiento y solución De acuerdo con la figura 3.2, para convertir gramos a moles se necesita la masa molar. En la tabla periódica (véase la cubierta interna al final) se observa que la masa molar del He es 4.003 g. Esto se puede expresar como

$$1 \text{ mol He} = 4.003 \text{ g He}$$

Se escribe

$$6.46 \text{ g He} \times \frac{1 \text{ mol He}}{4.003 \text{ g He}} = 1.61 \text{ mol He}$$

Por lo tanto, hay 1.61 moles de átomos de He en 6.46 g de He.

Problema similar: 3.15.

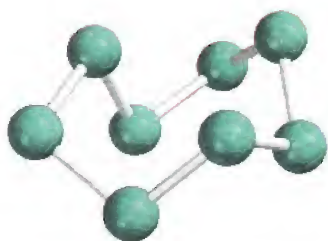


Zinc.

Problema similar: 3.16.



Azufre.



El azufre elemental (S_8) está formado por ocho átomos de S unidos en un anillo.

Comentario Debido a que 6.46 g es mayor que la masa molar del He, la respuesta es razonable.

Ejercicio ¿Cuántas moles de magnesio (Mg) hay en 87.3 g de Mg?

Ejemplo 3.3 El zinc (Zn) es un metal plateado que se utiliza para fabricar latón (con cobre) y para recubrir hierro con la finalidad de prevenir la corrosión. ¿Cuántos gramos de Zn hay en 0.356 moles de Zn?

Razonamiento y solución Para convertir moles a gramos, es necesario el factor unitario

$$\frac{\text{masa molar de Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 1$$

La masa molar del Zn es de 65.39 g, por lo que la masa del Zn en 0.356 moles es

$$0.356 \text{ mol Zn} \times \frac{65.39 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 23.3 \text{ g Zn}$$

Por tanto, hay 23.3 g de Zn en 0.356 moles de Zn.

Comentario La masa presente en 0.356 moles de Zn debe ser menor que la masa molar del Zn.

Ejercicio Calcule el número de gramos de plomo (Pb) en 12.4 moles de plomo.

Ejemplo 3.4 El azufre (S) es un elemento no metálico. Su presencia en el carbón produce el fenómeno de la lluvia ácida. ¿Cuántos átomos hay en 16.3 g de S?

Razonamiento y solución La resolución de este problema requiere de dos pasos. Primero, es necesario encontrar el número de moles de S que hay en 16.3 g de S (como en el ejemplo 3.2). A continuación, se calcula el número de átomos de S a partir del número conocido de moles de S. Se pueden combinar los dos pasos como sigue:

$$16.3 \text{ g S} \times \frac{1 \text{ mol S}}{32.07 \text{ g S}} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de S}}{1 \text{ mol S}} = 3.06 \times 10^{23} \text{ átomos de S}$$

Ejercicio Calcule el número de átomos en 0.551 g de potasio (K).

3.3 Masa molecular

Es posible calcular la masa de las moléculas si se conocen las masas atómicas de los átomos que las forman. La **masa molecular** (algunas veces denominada *peso molecular*) es la suma de las masas atómicas (en *uma*) en una molécula. Por ejemplo, la masa molecular del H_2O es

$$2(\text{masa atómica del H}) + \text{masa atómica del O}$$

o bien

$$2(1.008 \text{ uma}) + 16.00 \text{ uma} = 18.02 \text{ uma}$$

En general, es necesario multiplicar la masa atómica de cada elemento por el número de átomos de ese elemento presente en la molécula y sumar todos los elementos. El ejemplo 3.5 muestra este método.

Ejemplo 3.5 Calcule la masa molecular de cada uno de los siguientes compuestos: a) dióxido de azufre (SO_2), el principal responsable de la lluvia ácida; b) cafeína ($\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$).

Razonamiento y solución Para calcular la masa molecular es necesario contar el número de cada tipo de átomo presente en la molécula y buscar su masa atómica en la tabla periódica (en la cubierta interior de este libro).

a) En el dióxido de azufre hay un átomo de S y dos átomos de O, por lo que

$$\begin{aligned}\text{masa molecular de } \text{SO}_2 &= 32.07 \text{ uma} + 2(16.00 \text{ uma}) \\ &= 64.07 \text{ uma}\end{aligned}$$

b) En la cafeína hay ocho átomos de C, diez átomos de H, cuatro átomos de N y dos átomos de O, por lo que la masa molecular de $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$ se obtiene

$$8(12.01 \text{ uma}) + 10(1.008 \text{ uma}) + 4(14.01 \text{ uma}) + 2(16.00 \text{ uma}) = 194.20 \text{ uma}$$

Ejercicio ¿Cuál es la masa molecular del metanol (CH_4O)?

A partir de la masa molecular se puede determinar la masa molar de una molécula o un compuesto. La masa molar de un compuesto (en gramos) es numéricamente igual a su masa molecular (en uma). Por ejemplo, la masa molecular del agua es 18.02 uma, por lo que su masa molar es 18.02 g. Observe que 1 mol de agua pesa 18.02 g y contiene 6.022×10^{23} moléculas de H_2O , al igual que 1 mol de carbono contiene 6.022×10^{23} átomos de carbono.

Como demuestran los dos ejemplos siguientes, el conocimiento de la masa molar facilita el cálculo del número de moles y de las cantidades de átomos individuales en una determinada cantidad de un compuesto.

Ejemplo 3.6 El metano (CH_4) es el principal componente del gas natural. ¿Cuántas moles de CH_4 hay en 6.07 g de CH_4 ?

Razonamiento y solución Este problema es similar al ejemplo 3.2, excepto porque ahora se trabaja con moléculas en lugar de átomos. Por consiguiente, como primer paso se calcula la masa molar del CH_4 :

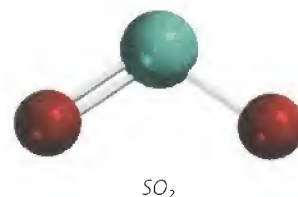
$$\begin{aligned}\text{masa molar de } \text{CH}_4 &= 12.01 \text{ g} + 4(1.008 \text{ g}) \\ &= 16.04 \text{ g}\end{aligned}$$

A partir del factor unitario (1 mol CH_4 /16.04 g CH_4), el número de moles de CH_4 se calcula como sigue:

$$6.07 \text{ g } \text{CH}_4 \times \frac{1 \text{ mol } \text{CH}_4}{16.04 \text{ g } \text{CH}_4} = 0.378 \text{ mol } \text{CH}_4$$

Comentario Debido a que 6.07 g es menor que la masa molar, el resultado es razonable.

Ejercicio Calcule el número de moles de cloroformo (CHCl_3) en 198 g de cloroformo.



Problemas similares: 3.23, 3.24.



Metano gaseoso quemándose en una estufa.

Problema similar: 3.26.



Urea.

Ejemplo 3.7 ¿Cuántos átomos de hidrógeno están presentes en 25.6 g de urea $[(\text{NH}_2)_2\text{CO}]$ que se utiliza como fertilizante en alimento para animales y en la elaboración de polímeros? La masa molar de la urea es 60.06 g.

Razonamiento y solución Primero se sigue el procedimiento del ejemplo 3.4 para calcular el número de moléculas presentes en 25.6 g de urea. A continuación se observa que hay cuatro átomos de hidrógeno en cada molécula de urea. Combinando ambos pasos se calcula el número total de átomos de hidrógeno presentes

$$25.6 \text{ g } (\text{NH}_2)_2\text{CO} \times \frac{1 \text{ mol } (\text{NH}_2)_2\text{CO}}{60.06 \text{ g } (\text{NH}_2)_2\text{CO}} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas de } (\text{NH}_2)_2\text{CO}}{1 \text{ mol } (\text{NH}_2)_2\text{CO}} \\ \times \frac{4 \text{ átomos de H}}{1 \text{ molécula de } (\text{NH}_2)_2\text{CO}} = 1.03 \times 10^{24} \text{ átomos de H}$$

Se podría calcular el número de átomos de nitrógeno, carbono y oxígeno mediante el mismo procedimiento. Sin embargo, hay una forma abreviada. Observe que en la urea la relación entre átomos de nitrógeno y de hidrógeno es 2/4, o 1/2, y, entre átomos de oxígeno (y de carbono) y de hidrógeno es 1/4. Por consiguiente, el número de átomos de nitrógeno en 25.6 g de urea es $(1/2)(1.03 \times 10^{24})$ o 5.15×10^{23} átomos. El número de átomos de oxígeno (y de átomos de carbono) es $(1/4)(1.03 \times 10^{24})$ o 2.58×10^{23} átomos.

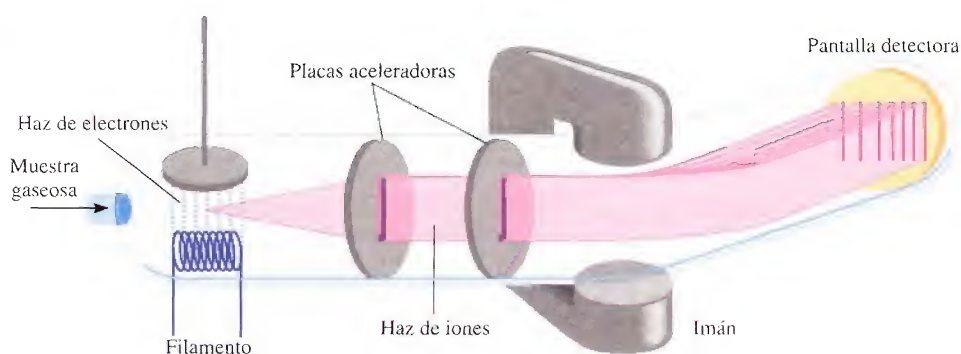
Problemas similares: 3.27, 3.28.

Ejercicio ¿Cuántos átomos de H hay en 72.5 g de isopropanol (alcohol de pulido), $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$?

3.4 El espectrómetro de masas

El método más exacto y directo para determinar masas atómicas y moleculares es la espectrometría de masas. En un *espectrómetro de masas*, que se representa en la figura 3.3, se bombardea una muestra en estado gaseoso con un haz de electrones de alta energía. Las colisiones entre los electrones y los átomos (o moléculas) en estado gaseoso producen iones positivos al liberarse un electrón de cada átomo o molécula. Estos iones positivos (de masa m y carga e) se aceleran al pasar entre dos placas con cargas opuestas. Los iones acelerados son desviados, por un imán, en una trayectoria circular. El radio de la trayectoria depende de la relación entre la carga y la masa (es decir, e/m). Los iones con menor relación e/m describen una curva con mayor radio que los iones que tienen una relación e/m mayor, de manera que se pueden separar los iones con cargas iguales

FIGURA 3.3 Diagrama esquemático de un tipo de espectrómetro de masas.



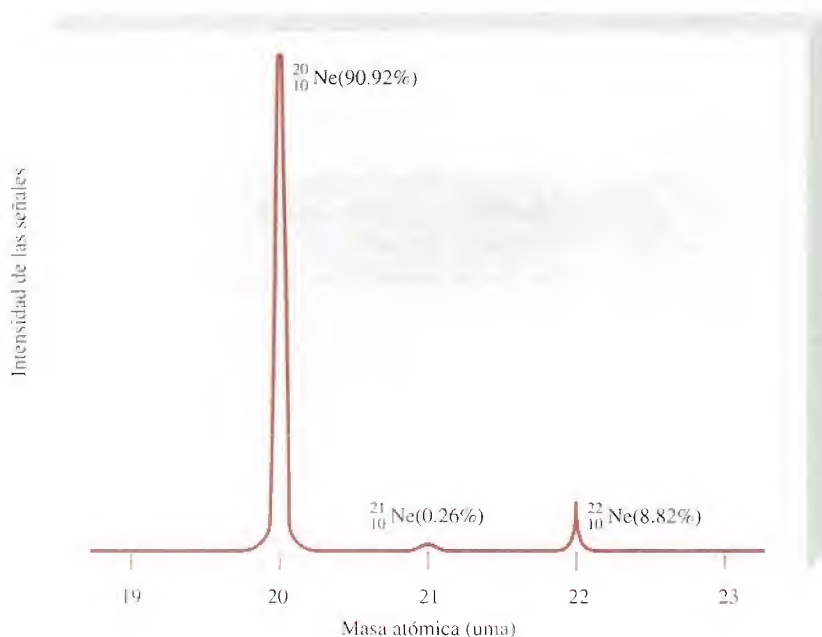


FIGURA 3.4 Espectro de masas de los tres isótopos del neón.

pero distintas masas. La masa de cada ion (y por tanto del átomo o molécula original) se determina por la magnitud de su desviación. Por último, los iones llegan al detector, que registra una corriente para cada tipo de ion. La cantidad de corriente que se genera es directamente proporcional al número de iones, de modo que se puede determinar la abundancia relativa de los isótopos.

El primer espectrómetro de masas, desarrollado en la década de 1920 por el físico inglés F. W. Aston² resulta muy rudimentario hoy día. Aun así demostró, sin lugar a dudas, la existencia de los isótopos neón-20 (masa atómica 19.9924 uma y abundancia natural 90.92%) y neón-22 (masa atómica 21.9914 uma y abundancia natural 8.82%). Con el desarrollo de espectrómetros de masas más sofisticados y más sensibles, los científicos lograron descubrir que el neón tiene un tercer isótopo estable con una masa atómica de 20.9940 uma y una abundancia natural de 0.257% (figura 3.4). Este ejemplo demuestra la gran importancia de la exactitud experimental en una ciencia cuantitativa como la química. Los primeros experimentos no detectaron el isótopo neón-21 debido a que su abundancia natural es de sólo 0.257%. En otras palabras, en 10 000 átomos de Ne, sólo 26 son de neón-21. La masa de las moléculas se puede determinar de manera similar, por medio del espectrómetro de masas.

En la sección de La química en acción de la página 76, se describe una aplicación interesante del espectrómetro de masas.

3.5 Composición porcentual de los compuestos

Como se ha visto, la fórmula de un compuesto indica el número de átomos de cada elemento presentes en cada unidad del compuesto. Sin embargo, suponga que se necesita verificar la pureza de un compuesto para usarlo en un experimento de laboratorio. A partir de la fórmula es posible calcular el porcentaje con que contribuye cada elemento a la masa total del compuesto. De esta manera, comparándolo con el resultado de la composición porcentual obtenida experimentalmente con la muestra, se determina la pureza de la misma.

² Francis William Aston (1877-1945). Químico y físico inglés, recibió el Premio Nobel de Química en 1922 por desarrollar el espectrómetro de masas.

La química en acción

Las huellas digitales del oro por espectrometría de masas

Año tras año son robados millones de dólares en oro. En la mayoría de los casos, el oro se funde y se envía al extranjero. De esta manera, el oro mantiene su valor y desaparece toda posibilidad de identificar su procedencia. Sin embargo, una técnica desarrollada por científicos australianos permitirá, en breve, que las autoridades identifiquen la procedencia del oro, incluso si se ha fundido y recuperado nuevamente la pieza, lo que permitirá atrapar a los ladrones.

El oro es un metal muy poco reactivo que se encuentra en la naturaleza sin combinar. La poca reactividad que lo caracteriza es una de las propiedades que convierten al oro en el metal apropiado para la joyería. Durante la mineralización del oro, es decir, la formación de pepitas de oro a partir de minúsculas partículas del metal, se incorporan a las pepitas algunos elementos como cadmio, plomo, telurio y zinc. La cantidad y el tipo de impurezas o elementos

traza en el oro varía según el lugar de donde se ha extraído.

Para analizar una muestra de oro, los científicos empiezan por calentar una pequeña partícula (de unos 0.01 cm de diámetro y espesor) de la muestra con un láser de alto poder. El oro y los elementos traza vaporizados se arrastran con una corriente de argón gaseoso hacia un espectrómetro de masas. La comparación del espectro de masas obtenido con los espectros de masas archivados de muestras de oro de origen conocido, permitirá la identificación de la procedencia del oro, de la misma manera en que las huellas digitales identifican a una persona. Esta técnica puede utilizarse tanto en objetos grandes como lingotes y pepitas, como en pequeños artículos de joyería. Esta técnica también permitirá detectar falsificaciones de obras de arte, ya que los espectros de masas del oro de las piezas antiguas son distintos de los espectros del oro moderno.



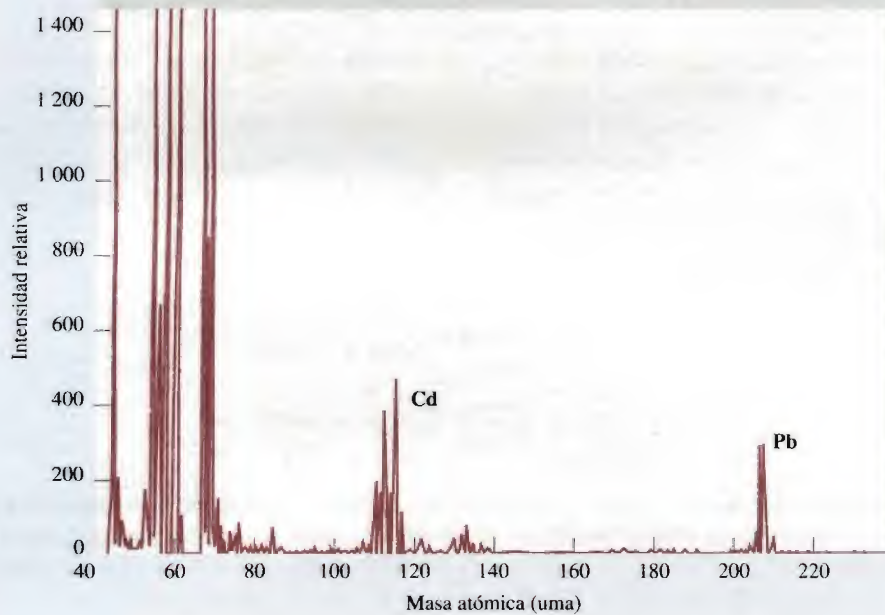
a)



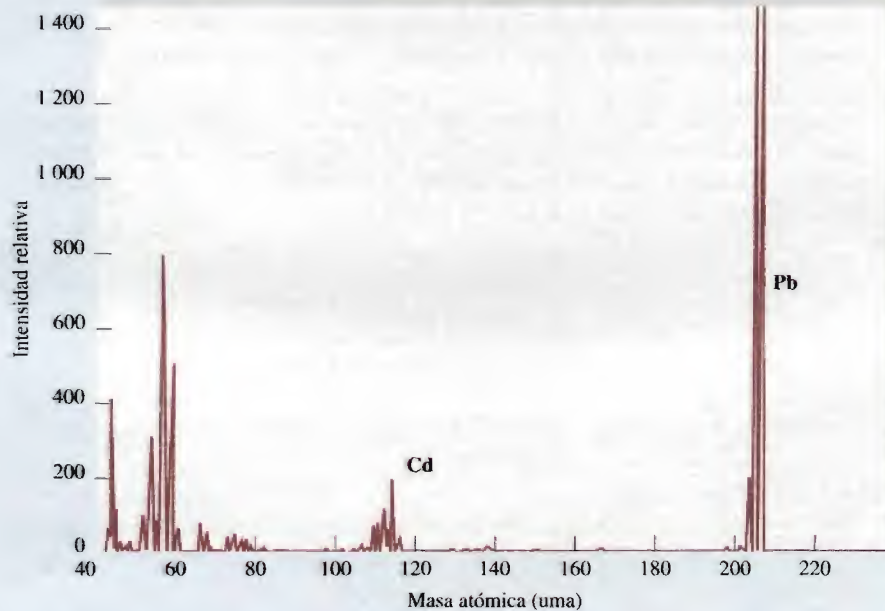
b)

a) Lingote de oro marcado para su identificación. b) El oro funde a $1\,065^{\circ}\text{C}$. El oro líquido se puede moldear fácilmente en otras formas.

La **composición porcentual en masa** es el porcentaje en masa de cada elemento presente en un compuesto. La composición porcentual se obtiene al dividir la masa de cada elemento contenida en 1 mol del compuesto entre la masa molar del compuesto y multiplicando por 100%. Matemáticamente, la composición porcentual de un elemento en un compuesto se expresa como



Espectros de masa del oro de dos fuentes diferentes. La cantidad de los elementos traza Cd y Pb varía considerablemente en las muestras. Sucede lo mismo cuando se trata de otros elementos traza.



$$\text{composición porcentual de un elemento} = \frac{n \times \text{masa molar del elemento}}{\text{masa molar del compuesto}} \times 100\% \quad (3.1)$$

donde n es el número de moles del elemento contenidos en 1 mol del compuesto. Por ejemplo, en 1 mol de peróxido de hidrógeno (H_2O_2) hay 2 moles de átomos de H y

2 moles de átomos de O. Las masas molares de H_2O_2 , H y O son 34.02 g, 1.008 g y 16.00 g, respectivamente. Por lo tanto, la composición porcentual del H_2O_2 se calcula como sigue:

$$\% \text{H} = \frac{2 \times 1.008 \text{ g}}{34.02 \text{ g}} \times 100\% = 5.926\%$$

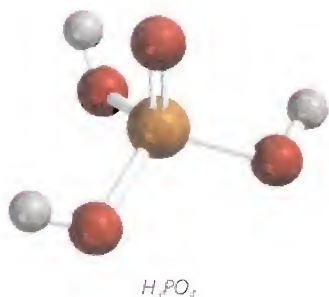
$$\% \text{O} = \frac{2 \times 16.00 \text{ g}}{34.02 \text{ g}} \times 100\% = 94.06\%$$

La suma de los porcentajes es $5.926\% + 94.06\% = 99.99\%$. La pequeña diferencia respecto al 100% se debe al redondeo de las masas molares de los elementos. Si se hubiera utilizado para el cálculo la fórmula empírica, HO, se habría escrito

$$\% \text{H} = \frac{1.008 \text{ g}}{17.01 \text{ g}} \times 100\% = 5.926\%$$

$$\% \text{O} = \frac{16.00 \text{ g}}{17.01 \text{ g}} \times 100\% = 94.06\%$$

Debido a que tanto la fórmula empírica como la molecular indican la composición del compuesto, no es sorprendente que se obtenga la misma composición porcentual en masa.



Ejemplo 3.8 El ácido fosfórico (H_3PO_4) es un líquido incoloro y dulzón que se utiliza en detergentes, fertilizantes, dentífricos y en bebidas gaseosas para “resaltar” el sabor. Calcule la composición porcentual en masa de H, P y O en este compuesto.

Razonamiento y solución El porcentaje en masa de cada elemento se obtiene al dividir la masa total de cada uno de los átomos entre la masa molar del compuesto y multiplicar por 100%. La masa molar del H_3PO_4 es 97.99 g/mol. Por lo tanto, el porcentaje en masa de cada uno de los elementos en el H_3PO_4 es

$$\% \text{H} = \frac{3(1.008 \text{ g})}{97.99 \text{ g}} \times 100\% = 3.086\%$$

$$\% \text{P} = \frac{30.97 \text{ g}}{97.99 \text{ g}} \times 100\% = 31.61\%$$

$$\% \text{O} = \frac{4(16.00 \text{ g})}{97.99 \text{ g}} \times 100\% = 65.31\%$$

La suma de los porcentajes es $(3.086\% + 31.61\% + 65.31\%) = 100.01\%$. La pequeña diferencia con respecto a 100% se debe a la forma como se redondeó.

Ejercicio Calcule la composición porcentual en masa de cada uno de los elementos del ácido sulfúrico (H_2SO_4).

El procedimiento del ejemplo anterior puede invertirse si es necesario. Si se conoce la composición porcentual en masa de un compuesto es posible determinar su fórmula empírica. Debido a que se tienen porcentajes y la suma de todos ellos es el 100%, es conveniente suponer que se empezó con 100 g de un compuesto, como se muestra en el ejemplo 3.9.

Ejemplo 3.9 El ácido ascórbico (vitamina C) cura el escorbuto y ayuda a prevenir el resfriado común. Está formado por 40.92% de carbono (C), 4.58% de hidrógeno (H) y 54.50% de oxígeno (O) en masa. Determine su fórmula empírica.

Razonamiento y solución Para resolver un problema de este tipo es conveniente suponer que se empezó con 100 g del compuesto, por lo que el porcentaje de cada elemento puede convertirse directamente a gramos. Por tanto, en esta muestra habrá 40.92 g de C, 4.58 g de H y 54.50 g de O. A continuación es necesario calcular el número de moles de cada elemento presente en el compuesto. Considere n_C , n_H y n_O como el número de moles de cada uno de los elementos. Utilizando las masas molares de estos elementos, se escribe

$$n_C = 40.92 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12.01 \text{ g C}} = 3.407 \text{ mol C}$$

$$n_H = 4.58 \text{ g H} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1.008 \text{ g H}} = 4.54 \text{ mol H}$$

$$n_O = 54.50 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g O}} = 3.406 \text{ mol O}$$

Así, se llega a la fórmula $C_{3.407}H_{4.54}O_{3.406}$, que proporciona la identidad y la relación de los átomos presentes. Sin embargo, debido a que las fórmulas químicas se escriben con números enteros, no es posible tener 3.407 átomos de C, 4.54 átomos de H y 3.406 átomos de O. Algunos de estos subíndices se pueden transformar en números enteros dividiéndolos entre el subíndice *más pequeño* (3.406):

$$C: \frac{3.407}{3.406} = 1 \quad H: \frac{4.54}{3.406} = 1.33 \quad O: \frac{3.406}{3.406} = 1$$

De esta manera se obtiene la fórmula $CH_{1.33}O$ para el ácido ascórbico. A continuación es necesario convertir el subíndice 1.33, del hidrógeno, en un número entero. Esto se puede hacer mediante un procedimiento de ensayo y error:

$$1.33 \times 1 = 1.33$$

$$1.33 \times 2 = 2.66$$

$$1.33 \times 3 = 3.99 \approx 4$$

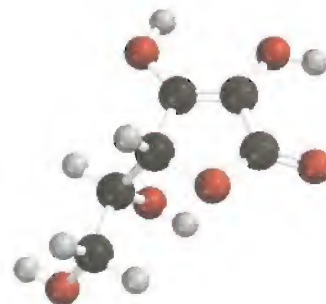
Como 1.33×3 da un entero (4), se deben multiplicar todos los subíndices por 3 y se obtiene $C_3H_4O_3$ como la fórmula empírica del ácido ascórbico.

Comentario La fórmula molecular del ácido ascórbico es $C_6H_8O_6$.

Ejercicio Determine la fórmula empírica de un compuesto que tiene la siguiente composición porcentual en masa: K: 24.75%; Mn: 34.77%; O: 40.51%.

Con frecuencia, los químicos desean conocer la masa real de un elemento presente en cierta masa de un compuesto. Por ejemplo, en la industria minera este dato proporcionará información sobre la calidad del mineral. Debido a que se puede calcular con facilidad la composición porcentual en masa de un elemento en una sustancia, es posible resolver el problema directamente.

Ejemplo 3.10 La calcopirita ($CuFeS_2$) es un mineral importante del cobre. Calcule el número de kilogramos de Cu en 3.71×10^3 kg de calcopirita.



Ácido ascórbico.

Problema similar: 3.44.



Calcopirita.

Razonamiento y solución Una pequeña consideración convencerá al lector de que el producto de la composición porcentual en masa de un elemento en un compuesto y la masa del compuesto proporcionará la masa del elemento en dicho compuesto. Las masas molares de Cu y CuFeS₂ son 63.55 g y 183.5 g, respectivamente, por lo que la composición porcentual en masa del Cu es

$$\% \text{Cu} = \frac{63.55 \text{ g}}{183.5 \text{ g}} \times 100\% = 34.63\%$$

Para calcular la masa de Cu en una muestra de $3.71 \times 10^3 \text{ kg}$ de CuFeS₂, es necesario convertir el porcentaje a una fracción (es decir, convertir 34.63 por ciento a 34.63/100 o 0.3463) y escribir

$$\text{masa de Cu en CuFeS}_2 = 0.3463 \times 3.71 \times 10^3 \text{ kg} = 1.28 \times 10^3 \text{ kg}$$

Este cálculo puede simplificarse combinando los dos pasos anteriores, como sigue:

$$\begin{aligned} \text{masa de Cu en CuFeS}_2 &= 3.71 \times 10^3 \text{ kg CuFeS}_2 \times \frac{63.55 \text{ g Cu}}{183.5 \text{ g CuFeS}_2} \\ &= 1.28 \times 10^3 \text{ kg Cu} \end{aligned}$$

Problema similar: 3.45.

Ejercicio Calcule el número de gramos de Al en 371 g de Al₂O₃.

3.6 Determinación experimental de fórmulas empíricas

El hecho de que sea posible determinar la fórmula empírica de un compuesto conociendo su composición porcentual, permite identificar experimentalmente los compuestos. El procedimiento es el siguiente. Primero, el análisis químico indica el número de gramos de cada elemento presente en una determinada cantidad del compuesto. Después, las cantidades en gramos de cada elemento se convierten a número de moles. Por último, se determina la fórmula empírica del compuesto utilizando el método del ejemplo 3.9.

Como un ejemplo específico, considere el compuesto etanol. Cuando el etanol se quema en un aparato como el que se muestra en la figura 3.5, se forma dióxido de carbono (CO₂) y agua (H₂O). Debido a que el gas del aparato no contiene carbono ni hidrógeno, se concluye que tanto el carbono (C) como el hidrógeno (H) estaban presentes en el etanol y que también podría haber oxígeno (O). (El oxígeno molecular se agregó en el proceso de combustión, pero parte del oxígeno puede también provenir de la muestra original de etanol.)

Las masas de CO₂ y de H₂O producidas pueden determinarse midiendo el aumento en la masa de los absorbentes de CO₂ y H₂O, respectivamente. Suponga que en un experimento la combustión de 11.5 g de etanol produjo 22.0 g de CO₂ y 13.5 g de H₂O. Se puede calcular la masa de carbono e hidrógeno en la muestra original de 11.5 g de etanol como sigue:

$$\begin{aligned} \text{masa de C} &= 22.0 \text{ g CO}_2 \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44.01 \text{ g CO}_2} \times \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} \times \frac{12.01 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \\ &= 6.00 \text{ g C} \\ \text{masa de H} &= 13.5 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18.02 \text{ g H}_2\text{O}} \times \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \times \frac{1.008 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} \\ &= 1.51 \text{ g H} \end{aligned}$$

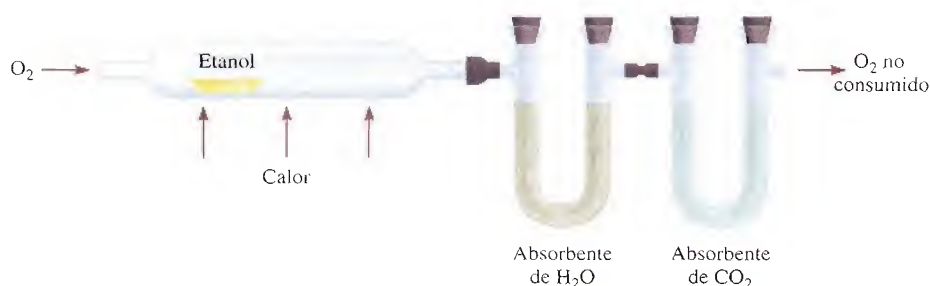


FIGURA 3.5 Aparato para determinar la fórmula empírica del etanol. Los absorbentes son sustancias que pueden retener agua y dióxido de carbono, respectivamente.

Así, 11.5 g de etanol contienen 6.00 g de carbono y 1.51 g de hidrógeno. El resto debe ser oxígeno, cuya masa es

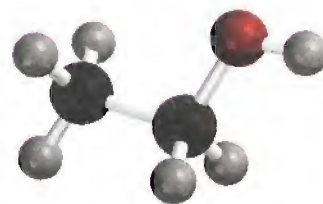
$$\begin{aligned}\text{masa de O} &= \text{masa de la muestra} - (\text{masa de C} + \text{masa de H}) \\ &= 11.5 \text{ g} - (6.00 \text{ g} + 1.51 \text{ g}) \\ &= 4.0 \text{ g}\end{aligned}$$

El número de moles de cada uno de los elementos presentes en 11.5 g de etanol es

$$\begin{aligned}\text{moles de C} &= 6.00 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12.01 \text{ g C}} = 0.500 \text{ mol C} \\ \text{moles de H} &= 1.51 \text{ g H} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1.008 \text{ g H}} = 1.50 \text{ mol H} \\ \text{moles de O} &= 4.0 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g O}} = 0.25 \text{ mol O}\end{aligned}$$

Por tanto, la fórmula del etanol es $\text{C}_{0.50}\text{H}_{1.5}\text{O}_{0.25}$ (el número de moles se redondea a dos cifras significativas). Debido a que el número de átomos debe ser un entero, los subíndices se dividen entre 0.25, que es el menor de ellos, y se obtiene la fórmula empírica $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.

Ahora se entiende mejor la palabra “empírica”, que literalmente significa “basada sólo en la observación y en mediciones”. La fórmula empírica del etanol se determina por el análisis del compuesto en función de los elementos que lo forman. No es necesario conocer cómo se encuentran unidos los átomos entre sí en el compuesto.



La fórmula molecular del etanol es igual que su fórmula empírica.

Determinación de fórmulas moleculares

La fórmula calculada a partir de la composición porcentual en masa es siempre la fórmula empírica debido a que los subíndices en la fórmula se reducen siempre a los números enteros más pequeños. Para calcular la fórmula molecular, o real, se debe conocer la masa molar *aproximada* del compuesto además de su fórmula empírica. Conociendo que la masa molar de un compuesto debe ser un múltiplo entero de la masa molar de su fórmula empírica, la fórmula molecular se determina empleando la masa molar, como se muestra en el ejemplo 3.11.

Ejemplo 3.11 Una muestra de un compuesto de nitrógeno (N) y oxígeno (O) contiene 1.52 g de N y 3.47 g de O. Se sabe que la masa molar de este compuesto está entre 90 y 95 g. Determine la fórmula molecular y la masa molar del compuesto.

Razonamiento y solución Primero es necesario determinar la fórmula empírica del compuesto y posteriormente comparar su masa molar con la masa molar real del compuesto, es decir, la masa molar determinada experimentalmente. Esta comparación proporcionará la relación entre la fórmula empírica y la fórmula molecular.

Considérese n_N y n_O como el número de moles de nitrógeno y oxígeno. Entonces

$$n_N = 1.52 \text{ g N} \times \frac{1 \text{ mol N}}{14.01 \text{ g N}} = 0.108 \text{ mol N}$$

$$n_O = 3.47 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g O}} = 0.217 \text{ mol O}$$

Así, la fórmula del compuesto es $N_{0.108}O_{0.217}$. Se dividen los subíndices entre el menor (0.108). Después de redondear, se obtiene NO_2 como la fórmula empírica. La fórmula molecular será la misma que la fórmula empírica o algún múltiplo entero de ella (por ejemplo, dos, tres, cuatro o más veces la fórmula empírica). La masa molar de la fórmula empírica NO_2 es

$$\text{masa molar empírica} = 14.01 \text{ g} + 2(16.00 \text{ g}) = 46.02 \text{ g}$$

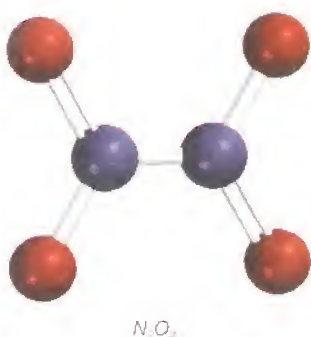
A continuación se determina el número de unidades de (NO_2) presentes en la fórmula molecular. Este número se encuentra a partir de la relación

$$\frac{\text{masa molar}}{\text{masa molar empírica}} = \frac{95 \text{ g}}{46.02 \text{ g}} = 2.1 \approx 2$$

Por tanto, la masa molar del compuesto es el doble de la masa molar de la fórmula empírica. En consecuencia, hay dos unidades de NO_2 en cada molécula del compuesto y la fórmula molecular es $(NO_2)_2$ o N_2O_4 . La masa molar del compuesto es $2(46.02 \text{ g})$ o 92.04 g , que está entre 90 y 95 g.

Comentario Observe que para determinar la fórmula molecular a partir de la fórmula empírica, sólo es necesario conocer la masa molar real aproximada del compuesto. Esto es porque la masa molar es un múltiplo entero ($1\times$, $2\times$, $3\times\dots$) de la masa molar correspondiente a la fórmula empírica. Por lo tanto, la relación (masa molar/masa molar empírica) siempre será un número entero.

Ejercicio Una muestra de un compuesto de boro (B) e hidrógeno (H) contiene 6.444 g de B y 1.803 g de H. La masa molar del compuesto es aproximadamente 30 g. ¿Cuál es su fórmula molecular?



Problema similar: 3.52.

3.7 Reacciones químicas y ecuaciones químicas

Una vez que se ha estudiado la masa de los átomos y de las moléculas, se analizará lo que les sucede en una **reacción química**, un proceso en el que una sustancia (o sustancias) cambia para formar una o más sustancias nuevas. Con el objeto de comunicarse entre sí con respecto a las reacciones químicas, los especialistas en la materia han desarrollado una forma estándar para representarlas por medio de ecuaciones químicas. Una **ecuación química** utiliza símbolos químicos para mostrar qué sucede durante una reacción

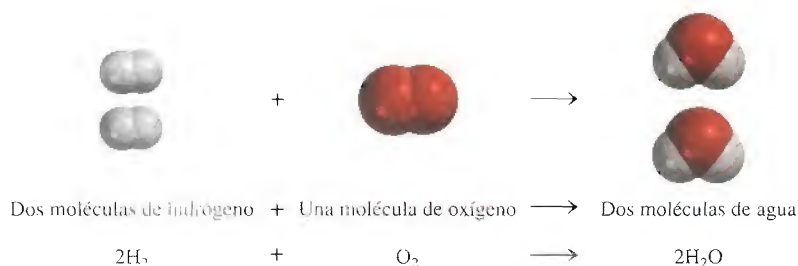
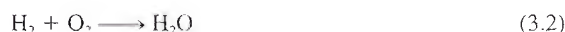


FIGURA 3.6 Tres formas para representar la combustión del hidrógeno. De acuerdo con la ley de la conservación de la masa, el número de cada tipo de átomos debe ser el mismo en ambos lados de la ecuación.

química. En esta sección se estudiará cómo se escriben y se hace el balance de las ecuaciones químicas.

Escritura de las ecuaciones químicas

Considere lo que sucede cuando el hidrógeno gaseoso (H_2) se quema en presencia de aire (que contiene oxígeno, O_2) para formar agua (H_2O). Esta reacción se representa mediante la ecuación química:



donde el signo “más” significa “reacciona con” y la flecha significa “produce”. Así, esta expresión simbólica se lee: “El hidrógeno molecular reacciona con el oxígeno molecular para producir agua.” Se supone que la reacción procede de izquierda a derecha como lo indica la flecha.

Sin embargo, la ecuación (3.2) no está completa, ya que del lado izquierdo de la flecha hay el doble de átomos de oxígeno (dos) que los que hay del lado derecho (uno). Para estar de acuerdo con la ley de la conservación de la masa debe haber el mismo número de cada tipo de átomos en ambos lados de la flecha, es decir, debe haber tantos átomos al finalizar la reacción como los que había antes de que se iniciara. El balance de la ecuación (3.2) se hace colocando el coeficiente adecuado (en este caso 2) antes del H_2 y del H_2O :



Esta *ecuación química “balanceada”* muestra que “dos moléculas de hidrógeno se combinan o reaccionan con una molécula de oxígeno para formar dos moléculas de agua” (figura 3.6). Debido a que la relación del número de moléculas es igual a la relación del número de moles, la ecuación también puede leerse como “2 moles de moléculas de hidrógeno reaccionan con 1 mol de moléculas de oxígeno para producir 2 moles de moléculas de agua”. Se conoce la masa de un mol de cada sustancia, por lo que la ecuación se puede interpretar como “4.04 g de H_2 reaccionan con 32.00 g de O_2 para formar 36.04 g de H_2O ”. Estas tres maneras de leer la ecuación se resumen en la tabla 3.1.

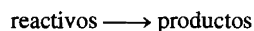
En la ecuación (3.2) se hace referencia al H_2 y al O_2 como **reactivos**, que son *las sustancias iniciales en una reacción química*. El agua es el **producto**, es decir, *la sustan-*

Cuando el coeficiente es 1, como en el caso del O_2 , no se escribe.

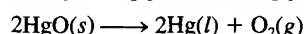
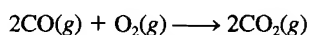
Tabla 3.1 Interpretación de una ecuación química

2H_2	+ O_2	\longrightarrow	$2\text{H}_2\text{O}$
Dos moléculas	+ una molécula	\longrightarrow	dos moléculas
2 moles	+ 1 mol	\longrightarrow	2 moles
$2(2.02 \text{ g}) = 4.04 \text{ g}$	+ 32.00 g	\longrightarrow	$2(18.02 \text{ g}) = 36.04 \text{ g}$
36.04 g de reactivos			36.04 g de productos

cia formada como resultado de una reacción química. Una ecuación química es, entonces, la descripción breve que un químico hace de una reacción química. Por convenio, en una ecuación química los reactivos se escriben a la izquierda y los productos a la derecha de la flecha:

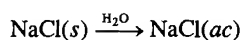


Para proporcionar información adicional, con frecuencia los químicos indican el estado físico de los reactivos y productos utilizando las letras *g*, *l* y *s* para los estados gaseoso, líquido y sólido, respectivamente. Por ejemplo,



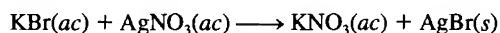
El procedimiento para el balance de las ecuaciones químicas se muestra más adelante.

Para representar lo que sucede cuando se agrega cloruro de sodio (NaCl) al agua, se escribe



donde *ac* significa medio acuoso (es decir, agua). Al escribir H₂O sobre la flecha se indica el proceso físico de disolver una sustancia en agua, aunque a veces no se escribe, para simplificar.

El conocimiento del estado físico de los reactivos y productos es muy útil en el laboratorio. Por ejemplo, cuando reaccionan el bromuro de potasio (KBr) y el nitrato de plata (AgNO₃) en un medio acuoso, se forma un sólido, el bromuro de plata (AgBr). Esta reacción se representa mediante la ecuación:



Si no se indican los estados físicos de los reactivos y productos, una persona no informada podría intentar llevar a cabo esta reacción mezclando KBr sólido con AgNO₃ sólido. Estos sólidos reaccionan en forma muy lenta o no reaccionan. Si se analiza el proceso a nivel microscópico se puede comprender que para formar un producto como el bromuro de plata, los iones Ag⁺ y los iones Br⁻ deben estar en contacto. Sin embargo, en el estado sólido estos iones tienen muy poca movilidad. (Éste es un ejemplo de cómo se explica un fenómeno pensando lo que sucede a nivel molecular, como se describió en la sección 1.2.)

Balance de ecuaciones químicas

Suponga que se desea escribir una ecuación para explicar una reacción química que se acaba de realizar en el laboratorio. ¿Cómo se procede? Puesto que se conocen los reactivos, es posible escribir sus fórmulas químicas. Es más difícil establecer la identidad de los productos. Con frecuencia, es posible predecir el o los productos de reacciones sencillas. En reacciones más complicadas en las que hay tres o más productos, los químicos necesitarán otras pruebas para establecer la presencia de compuestos específicos.

Una vez que se han identificado los reactivos y productos, y que se han escrito sus fórmulas correctas, se acomodan según la secuencia convencional: los reactivos a la izquierda, separados por una flecha de los productos, que se colocan del lado derecho. Es muy probable que la ecuación que se ha escrito en este momento esté *sin “balancear”*, es decir que el número de cada tipo de átomos sea diferente en ambos lados de la flecha. En general el balance de una ecuación química se verifica mediante los siguientes pasos:

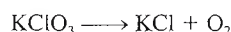


- Se identifican todos los reactivos y productos, y se escriben sus fórmulas correctas del lado izquierdo y derecho de la ecuación, respectivamente.
- El balance de la ecuación se empieza probando diferentes coeficientes para igualar el número de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación. Se pueden

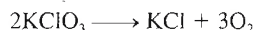
cambiar los coeficientes (los números que anteceden a las fórmulas), pero no los subíndices (los números que forman parte de las fórmulas). Si se cambian los subíndices, se cambia la identidad de la sustancia. Por ejemplo, 2NO_2 significa “dos moléculas de dióxido de nitrógeno”, pero si se duplican los subíndices se tiene N_2O_4 , que es la fórmula del tetróxido de dinitrógeno, un compuesto totalmente distinto.

- Primero se buscan los elementos que aparecen una sola vez en cada lado de la ecuación y con igual número de átomos: las fórmulas que contengan estos elementos deben tener el mismo coeficiente. Por tanto no es necesario ajustar los coeficientes de dichos elementos en este momento. A continuación se buscan los elementos que aparecen sólo una vez en cada lado de la ecuación pero con diferente número de átomos. Se hace el balance de estos elementos. Por último, el de los elementos que aparecen en dos o más fórmulas del mismo lado de la ecuación.
- Se verifica la ecuación obtenida para asegurarse de que hay el mismo número total de cada tipo de átomos en ambos lados de la ecuación.

Considere un ejemplo específico. En el laboratorio se pueden preparar pequeñas cantidades de oxígeno gaseoso calentando clorato de potasio (KClO_3). Los productos son oxígeno gaseoso (O_2) y cloruro de potasio (KCl). A partir de esta información, se escribe:



(Para simplificar se omiten los estados físicos de reactivos y productos.) Los tres elementos (K, Cl y O) aparecen sólo una vez en cada lado de la ecuación, pero únicamente el K y el Cl tienen igual número de átomos en ambos lados de la ecuación. Así, KClO_3 y KCl deben tener el mismo coeficiente. El siguiente paso consiste en lograr que el número de átomos de O sea igual en ambos lados de la ecuación. Debido a que hay tres átomos de O del lado izquierdo y dos del lado derecho de la ecuación, estos átomos se igualan colocando un 2 a la izquierda del KClO_3 y un 3 a la izquierda del O_2 .



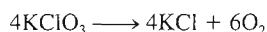
Por último, se igualan los átomos de K y Cl colocando un 2 a la izquierda del KCl :



Como verificación final, se puede hacer una hoja de balance para reactivos y productos en donde los números entre paréntesis indican el número de átomos de cada elemento:

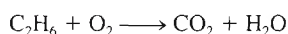
Reactivos	Productos
K (2)	K (2)
Cl (2)	Cl (2)
O (6)	O (6)

Observe que el balance de esta ecuación también se puede efectuar con coeficientes que sean múltiplos de 2 (para KClO_3), 2 (para KCl) y 3 (para O_2); por ejemplo,

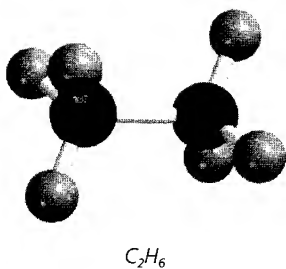


Sin embargo, para el balance de una ecuación se utiliza el conjunto de coeficientes de números enteros *más sencillo*. La ecuación (3.3) satisface este convenio.

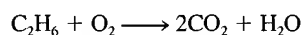
Ahora considere la combustión (es decir, el quemado) del etano (C_2H_6), componente del gas natural, con el oxígeno del aire, lo que produce dióxido de carbono (CO_2) y agua. La ecuación sin balancear es



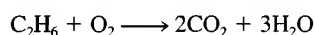
El calentamiento del clorato de potasio produce oxígeno, que mantiene la combustión de una astilla de madera.



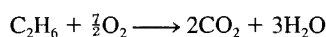
Se observa que para ninguno de los elementos (C, H y O) se tiene igual número de átomos en ambos lados de la ecuación. Además, el C y el H aparecen una sola vez en cada lado de la ecuación; el O aparece en dos compuestos del lado derecho (CO_2 y H_2O). Para igualar los átomos de C, se coloca un 2 a la izquierda del CO_2 :



Para igualar los átomos de H, se coloca un 3 a la izquierda del H_2O :



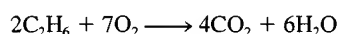
En este punto, se han igualado los átomos de C y de H, pero no los átomos de O porque hay siete átomos de este elemento a la derecha de la ecuación y únicamente dos del lado izquierdo. Esta desigualdad de átomos de O se puede eliminar escribiendo $\frac{7}{2}$ antes del O_2 , del lado izquierdo:



La “lógica” de utilizar $\frac{7}{2}$ como coeficiente es que había siete átomos de oxígeno en el lado derecho de la ecuación, pero únicamente un par de átomos de oxígeno (O_2) del lado izquierdo. Para igualarlos se pregunta cuántos *pares* de átomos de oxígeno se necesitan para igualar los siete átomos de oxígeno. De la misma manera que 3.5 pares de zapatos es igual a siete zapatos, $\frac{7}{2}$ de moléculas de O_2 es igual a 7 átomos de O. La siguiente tabla muestra la ecuación ya balanceada:

Reactivos	Productos
C (2)	C (2)
H (6)	H (6)
O (7)	O (7)

Sin embargo, en general, se prefiere expresar los coeficientes con números enteros en lugar de fraccionarios. Como consecuencia, se multiplica toda la ecuación por 2 para convertir $\frac{7}{2}$ en 7:



La tabla final es

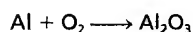
Reactivos	Productos
C (4)	C (4)
H (12)	H (12)
O (14)	O (14)

Observe que los coeficientes utilizados para hacer el balance de la última ecuación constituyen el conjunto de números enteros más pequeño posible.

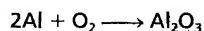
En el ejemplo 3.12 continúa aplicándose el procedimiento para el balance de ecuaciones químicas.

Ejemplo 3.12 Cuando el aluminio metálico se expone al aire, se forma en su superficie una capa protectora de óxido de aluminio (Al_2O_3). Esta capa evita que siga reaccionando el aluminio con el oxígeno; ésta es la razón por la cual no sufren corrosión los envases de aluminio que se utilizan en las bebidas. [En el caso del hierro, la herrumbre, u óxido de hierro(III), que se forma es demasiado porosa para proteger al hierro metálico que queda debajo, por lo que continúa la corrosión.] Escriba una ecuación balanceada para la formación del Al_2O_3 .

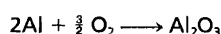
Razonamiento y solución Se sigue el procedimiento descrito en la página 84. La ecuación sin balancear es



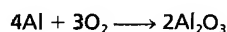
Se observa que tanto el Al como el O aparecen una sola vez en cada lado de la ecuación, pero con distinto número de átomos. Para hacer el balance de los átomos de Al, se coloca un 2 a la izquierda del Al:



Hay dos átomos de O en el lado izquierdo y tres átomos de O en el lado derecho de la ecuación. Esta desigualdad de átomos de O puede eliminarse escribiendo $\frac{3}{2}$ antes del O_2 en el lado izquierdo de la ecuación.



Como en el caso del etano que se mostró antes, se multiplica toda la ecuación por 2 para transformar $\frac{3}{2}$ en 3



La tabla final es

Reactivos	Productos
Al (4)	Al (4)
O (6)	O (6)

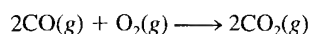
Problemas similares: 3.57, 3.58.

Ejercicio Efectúe el balance de la ecuación que representa la reacción entre el óxido de hierro(III), Fe_2O_3 , y el monóxido de carbono (CO) para formar hierro (Fe) y dióxido de carbono (CO_2).

3.8 Cantidades de reactivos y productos

Una pregunta básica que se plantea en el laboratorio y en la industria química es: “¿qué cantidad de producto se obtendrá a partir de cantidades específicas de las materias primas (reactivos)?”. O bien, en algunos casos la pregunta se plantea de manera inversa: “¿qué cantidad de materia prima se debe utilizar para obtener una cantidad específica del producto?”. Para interpretar una reacción en forma cuantitativa es necesario aplicar el conocimiento de las masas molares y el concepto de mol. La *estequiometría* es el estudio cuantitativo de reactivos y productos en una reacción química.

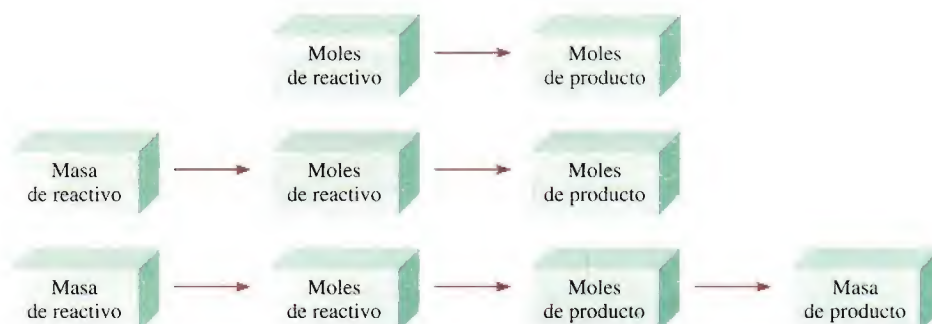
Independientemente de que las unidades utilizadas para los reactivos (o productos) sean moles, gramos, litros (para los gases) u otras unidades, para calcular la cantidad de producto formado en una ecuación se utilizan moles. Este método se denomina **método del mol**, que significa que los coeficientes estequiométricos en una reacción química se pueden interpretar como el número de moles de cada sustancia. Por ejemplo, la combustión del monóxido de carbono en el aire produce dióxido de carbono:



Para los cálculos estequiométricos esta ecuación puede leerse como: “2 moles de monóxido de carbono gaseoso se combinan con 1 mol de oxígeno gaseoso para formar 2 moles de dióxido de carbono gaseoso”.

El método del mol consta de los siguientes pasos:

FIGURA 3.7 Tres tipos de cálculos estequiométricos basados en el método del mol.



1. Escriba las fórmulas correctas para todos los reactivos y productos y haga el balance de la ecuación resultante.
2. Convierta en moles las cantidades de algunas o de todas las sustancias conocidas (generalmente, los reactivos).
3. Utilice los coeficientes de la ecuación balanceada para calcular el número de moles de las cantidades buscadas o desconocidas (generalmente los productos) en el problema.
4. Utilizando los números calculados de moles y las masas molares convierta las cantidades desconocidas en las unidades que se requieran (generalmente en gramos).
5. Verifique que la respuesta sea razonable en términos físicos.

El paso 1 es un requisito previo para cualquier cálculo estequiométrico. Se debe conocer la identidad de los reactivos y de los productos, y sus relaciones de masa deben considerar la ley de la conservación de la masa (es decir, se debe tener una ecuación balanceada). El paso 2 es el punto crítico para convertir los gramos (u otras unidades) de las sustancias en número de moles. Esta conversión permite analizar la reacción real sólo en términos de moles.

Para completar el paso 3, es necesario balancear la ecuación, lo que ya se hizo en el paso 1. El punto clave aquí es que en una ecuación balanceada, los coeficientes indican la relación en la cual las moles de una sustancia reaccionan o forman moles de otra sustancia. El paso 4 es semejante al paso 2, excepto que ahora se refiere a las cantidades buscadas en el problema. El paso 5 con frecuencia se subestima, pero es muy importante. En la figura 3.7 se muestran tres tipos de cálculos estequiométricos comunes.

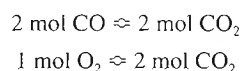
En la estequiometría se utiliza el símbolo \approx , que significa “estequiométricamente equivalente a” o simplemente “equivalente a”. En la ecuación balanceada para la formación de dióxido de carbono, 2 moles de CO reaccionan con 1 mol de O_2 , por lo que 2 moles de CO son equivalentes a 1 mol de O_2 :



En términos del método del factor unitario, se escribe como:

$$\frac{2 \text{ mol CO}}{1 \text{ mol O}_2} = 1 \quad \text{o} \quad \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol CO}} = 1$$

De la misma manera, debido a que 2 moles de CO (o 1 mol de O_2) producen 2 moles de CO_2 , se puede decir que 2 moles de CO (o 1 mol de O_2) son equivalentes a 2 moles de CO_2 :



Los siguientes ejemplos muestran el uso del método de los cinco pasos para resolver algunos problemas estequiométricos comunes.

Ejemplo 3.13 Todos los metales alcalinos reaccionan con agua para formar hidrógeno gaseoso y el hidróxido del metal alcalino correspondiente. Una reacción común es la que ocurre entre el litio y el agua:



a) ¿Cuántas moles de H_2 se formarán al completarse la reacción de 6.23 moles de Li con agua? b) ¿Cuántos gramos de H_2 se formarán al completarse la reacción de 80.57 g de Li con agua?

Razonamiento y solución Se siguen los pasos de la página 88

a)

Paso 1: La ecuación balanceada la proporciona el problema.

Paso 2: No es necesario hacer ninguna conversión porque la cantidad de la materia prima, Li, está dada en moles.

Paso 3: Puesto que 2 moles de Li producen 1 mol de H_2 , o 2 moles de Li \approx 1 mol de H_2 , las moles de H_2 que se forman se calculan como sigue:

$$\begin{aligned}\text{moles de H}_2 \text{ producido} &= 6.23 \text{ mol Li} \times \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol Li}} \\ &= 3.12 \text{ mol H}_2\end{aligned}$$

Paso 4: Este paso no se requiere.

Paso 5: Se empieza con 6.23 moles de Li y se producen 3.12 moles de H_2 . Como 2 moles de Li producen 1 mol de H_2 , 3.12 moles es una cantidad razonable.

b)

Paso 1: La reacción es la misma que en el inciso a).

Paso 2: El número de moles de Li está dado por

$$\text{moles de Li} = 80.57 \text{ g Li} \times \frac{1 \text{ mol Li}}{6.941 \text{ g Li}} = 11.61 \text{ mol Li}$$

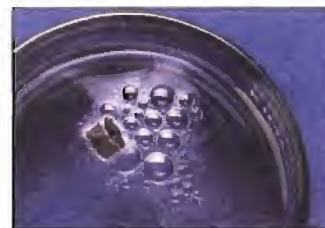
Paso 3: Debido a que 2 moles de Li producen 1 mol de H_2 , o 2 moles de Li \approx 1 mol de H_2 , el número de moles de H_2 se calcula como sigue:

$$\text{moles de H}_2 \text{ producido} = 11.61 \text{ mol Li} \times \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol Li}} = 5.805 \text{ mol H}_2$$

Paso 4: A partir de la masa molar del H_2 (2.016 g), se calcula la masa de H_2 producido:

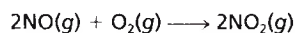
$$\text{masa de H}_2 \text{ producido} = 5.805 \text{ mol H}_2 \times \frac{2.016 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 11.70 \text{ g H}_2$$

Paso 5: Debido a que la masa molar del H_2 es menor que la del Li, y se necesitan dos moles de Li para formar un mol de H_2 , se espera que la respuesta sea menor que 80.57 g.



El litio reacciona con el agua para formar hidrógeno gaseoso.

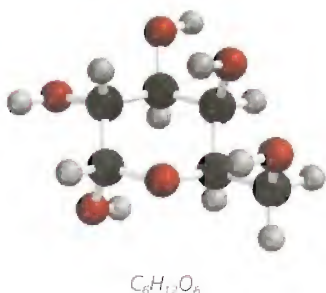
Ejercicio La reacción entre el óxido nítrico (NO) y oxígeno para formar dióxido de nitrógeno (NO_2) es un paso determinante para la formación del smog fotoquímico:



a) ¿Cuántas moles de NO_2 se formarán por la reacción completa de 0.254 mol de O_2 ?

b) ¿Cuántos gramos de NO_2 se formarán por la reacción completa de 1.44 g de NO ?

Problemas similares: 3.61, 3.62.



Una vez que se ha adquirido la suficiente práctica, es conveniente combinar los pasos 2, 3 y 4 en una sola ecuación, como se muestra en el ejemplo siguiente:

Ejemplo 3.14 Los alimentos que se ingieren son degradados, o desdoblados, en el cuerpo para proporcionar la energía necesaria para el crecimiento y para otras funciones. Una ecuación general global para este complicado proceso representa la degradación de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) a dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O):



Si una persona consume 856 g de $C_6H_{12}O_6$ durante cierto periodo, ¿cuál es la masa de CO_2 producida?

Razonamiento y solución Se siguen los pasos de la página 88.

Paso 1: Se proporciona la ecuación balanceada.

Pasos 2, 3 y 4: A partir de la ecuación balanceada se puede ver que 1 mol de $C_6H_{12}O_6 \rightleftharpoons$ 6 moles de CO_2 . Las masas molares de $C_6H_{12}O_6$ y CO_2 son 180.2 g y 44.01 g, respectivamente. Todos estos datos se combinan en una ecuación:

$$\begin{aligned} \text{masa de } CO_2 \text{ producido} &= 856 \text{ g } C_6H_{12}O_6 \times \frac{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6}{180.2 \text{ g } C_6H_{12}O_6} \times \frac{6 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6} \\ &\quad \times \frac{44.01 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 1.25 \times 10^3 \text{ g } CO_2 \end{aligned}$$

Paso 5: Debido a que un mol de $C_6H_{12}O_6$ produce seis moles de CO_2 y la masa molar de $C_6H_{12}O_6$ es cuatro veces mayor que la de CO_2 , se espera que la masa de CO_2 formado sea mayor que 856 g. Por tanto, la respuesta es razonable.

Problema similar: 3.66.

Ejercicio El metanol (CH_3OH) se quema en aire de acuerdo con la ecuación



Si se utilizan 209 g de metanol en un proceso de combustión, ¿cuál es la masa de H_2O producida?

3.9 Reactivo limitante

Cuando un químico efectúa una reacción, generalmente los reactivos no están presentes en las **cantidades estequiométricas** exactas, es decir, en las *proporciones que indica la ecuación balanceada*. Como consecuencia, algunos reactivos se consumen mientras que parte de otros se recuperan al finalizar la reacción. *El reactivo que se consume primero en la reacción* recibe el nombre de **reactivo limitante**, ya que la máxima cantidad de producto que se forma depende de la cantidad de este reactivo que había originalmente (figura 3.8). Cuando este reactivo se consume, no se puede formar más producto. Los **reactivos en exceso** son los reactivos presentes en mayor cantidad que la necesaria para reaccionar con la cantidad de reactivo limitante.

El concepto de reactivo limitante es análogo a la relación entre hombres y mujeres en un salón de baile de un club. Si hay 14 hombres y sólo 9 mujeres, únicamente se podrán completar 9 parejas mujer/hombre. Cinco hombres se quedarán sin pareja. Así, el número de mujeres *limita* el número de hombres que podrán bailar y hay un *exceso* de hombres.



Reactivo limitante

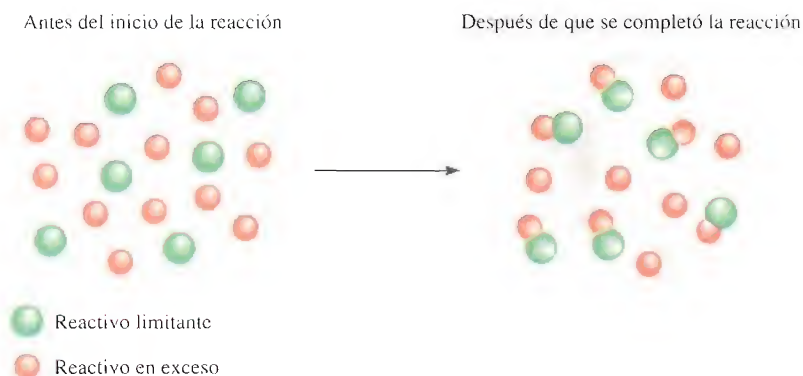
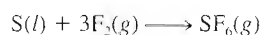


FIGURA 3.8 El reactivo limitante se consume completamente en una reacción. Al inicio de la reacción había 6 esferas verdes y 12 esferas rojas. Al finalizar, todas las esferas verdes han reaccionado y quedan 6 esferas rojas. Cada esfera representa un átomo o una molécula.

El hexafluoruro de azufre (SF_6) es un compuesto incoloro, inodoro y muy estable. Se produce mediante la combustión del azufre en atmósfera de flúor:



Esta ecuación indica que 1 mol de S reacciona con 3 moles de F_2 para formar 1 mol de SF_6 . Suponga que se agregan 4 moles de S a 20 moles de F_2 . Puesto que 1 mol de S \approx 3 moles de F_2 , el número de moles de F_2 que se necesita para reaccionar con 4 moles de S es:

$$4 \text{ mol S} \times \frac{3 \text{ mol F}_2}{1 \text{ mol S}} = 12 \text{ mol F}_2$$

Pero hay 20 moles de F_2 disponibles, más de lo que se necesita para que reaccione completamente el S. Por tanto, el S es el reactivo limitante y el F_2 el reactivo en exceso. La cantidad de SF_6 formado depende sólo de cuánto S estaba presente al inicio.

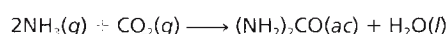
De manera alternativa, se puede determinar el reactivo limitante calculando el número de moles de S que se necesita para reaccionar con 20 moles de F_2 . En este caso se escribe

$$20 \text{ mol F}_2 \times \frac{1 \text{ mol S}}{3 \text{ mol F}_2} = 6.7 \text{ mol S}$$

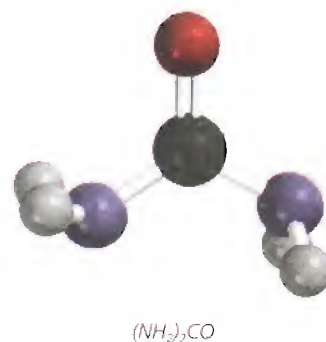
Debido a que sólo hay 4 moles de S presentes, se llega a la misma conclusión de que el S es el reactivo limitante y el F_2 el reactivo en exceso.

En los cálculos estequiométricos en los que hay un reactivo limitante, el primer paso consiste en determinar cuál de los reactivos es el reactivo limitante. Una vez que se ha identificado éste, el resto del problema se puede resolver como se estudió en la sección 3.8. En el siguiente ejemplo se muestra este procedimiento. No se incluirá el paso 5 en los cálculos, pero siempre se debe analizar si es razonable *cualquier* cálculo químico.

Ejemplo 3.15 La urea $[(\text{NH}_2)_2\text{CO}]$ se prepara por la reacción del amoníaco con dióxido de carbono:



En un proceso se hacen reaccionar 637.2 g de NH_3 con 1 142 g de CO_2 . a) ¿Cuál de los dos reactivos es el reactivo limitante? b) Calcule la masa de $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ que se formará. c) ¿Cuánto del reactivo en exceso (en gramos) quedará sin reaccionar al finalizar la reacción?



El SF_6 se utiliza como aislante gaseoso en la industria electrónica y como aislante térmico en ventanas con triple vidrio.

Razonamiento y solución a) Debido a que no se puede saber, por simple inspección, cuál de los dos reactivos es el reactivo limitante, primero se deben convertir las masas en número de moles. Las masas molares de NH_3 y CO_2 son 17.03 g y 44.01 g, respectivamente. Entonces

$$\text{moles de NH}_3 = 637.2 \text{ g NH}_3 \times \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17.03 \text{ g NH}_3}$$

$$= 37.42 \text{ mol NH}_3$$

$$\text{moles de CO}_2 = 1142 \text{ g CO}_2 \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44.01 \text{ g CO}_2}$$

$$= 25.95 \text{ mol CO}_2$$

A partir del balance de la ecuación se observa que 2 moles de $\text{NH}_3 \rightleftharpoons 1 \text{ mol de CO}_2$; por tanto, el número de moles de NH_3 que se necesita para reaccionar con 25.95 moles de CO_2 está dado por

$$25.95 \text{ mol CO}_2 \times \frac{2 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ mol CO}_2} = 51.90 \text{ mol NH}_3$$

Debido a que únicamente hay 37.42 moles de NH_3 presentes y no son suficientes para que reaccione completamente el CO_2 , el NH_3 debe ser el reactivo limitante y el CO_2 el reactivo en exceso.

b) La cantidad de $(\text{NH}_4)_2\text{CO}$ producida se determina con la cantidad de reactivo limitante presente. Así, se escribe

$$\text{masa de } (\text{NH}_4)_2\text{CO} = 37.42 \text{ mol NH}_3 \times \frac{1 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{CO}}{2 \text{ mol NH}_3}$$

$$\times \frac{68.06 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{CO}}{1 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{CO}} = 1124 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{CO}$$

c) El número de moles de reactivo en exceso (CO_2) sin reaccionar es

$$25.95 \text{ mol CO}_2 - \left(37.42 \text{ mol NH}_3 \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol NH}_3} \right) = 7.24 \text{ mol CO}_2$$

y

$$\text{masa de CO}_2 \text{ recuperado} = 7.24 \text{ mol CO}_2 \times \frac{44.01 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2}$$

$$= 319 \text{ g CO}_2$$

Problema similar: 3.78.

Ejercicio La reacción entre el aluminio y el óxido de hierro(III) puede producir temperaturas cercanas a los 3 000°C, lo que se utiliza para soldar metales:



En un proceso se hicieron reaccionar 124 g de Al con 601 g de Fe_2O_3 . a) Calcule la masa (en gramos) de Al_2O_3 que se formó. b) ¿Qué cantidad de reactivo en exceso se recuperó al completarse la reacción?

En el ejemplo 3.15 se observa un punto importante. En la práctica, los químicos por lo común eligen el reactivo más costoso como reactivo limitante de manera que, en la reacción, se consuma todo o la mayor parte. En la síntesis de urea, el NH_3 siempre es el reactivo limitante porque es mucho más costoso que el CO_2 .

3.10 Rendimiento de reacción

La cantidad de reactivo limitante presente al inicio de una reacción determina el **rendimiento teórico** de la reacción, es decir, *la cantidad de producto que se obtendrá si reacciona todo el reactivo limitante*. Por tanto, el rendimiento teórico es el rendimiento *máximo* que se puede obtener, que se calcula a partir de la ecuación balanceada. En la práctica, el **rendimiento real**, o bien *la cantidad de producto que se obtiene en una reacción*, casi siempre es menor que el rendimiento teórico. Existen muchas razones para explicar la diferencia entre el rendimiento real y el teórico. Por ejemplo, muchas reacciones son reversibles, por lo que no proceden en un 100% de izquierda a derecha. Aun cuando la reacción se complete en un 100%, resulta difícil recuperar todo el producto del medio de reacción (por ejemplo, de una disolución acuosa). Algunas reacciones son complicadas, en el sentido de que los productos formados pueden seguir reaccionando entre sí o con los reactivos, para formar todavía otros productos. Estas reacciones adicionales reducen el rendimiento de la primera reacción.

Para determinar la eficiencia de una reacción específica, los químicos utilizan el término **rendimiento porcentual**, que describe *la proporción del rendimiento real con respecto al rendimiento teórico*. Se calcula como sigue:

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100\% \quad (3.4)$$

El intervalo del porcentaje del rendimiento puede fluctuar desde 1% hasta 100%. Los químicos siempre buscan aumentar el porcentaje de rendimiento de las reacciones. Entre los factores que pueden afectar el porcentaje del rendimiento se encuentran la temperatura y la presión. Sus efectos se estudiarán más adelante.

En el ejemplo 3.16 se muestra el cálculo del rendimiento de un proceso industrial.

Ejemplo 3.16 El titanio es un metal fuerte, ligero y resistente a la corrosión, que se utiliza en la construcción de naves espaciales, aviones, motores para aviones y armazones de bicicletas. Se obtiene por la reacción de cloruro de titanio(IV) con magnesio fundido entre 950 y 1 150°C:



En cierta operación industrial, se hacen reaccionar 3.54×10^7 g de TiCl_4 con 1.13×10^7 g de Mg. a) Calcule el rendimiento teórico de Ti en gramos. b) Calcule el porcentaje del rendimiento si en realidad se obtienen 7.91×10^6 g de Ti.

Razonamiento y solución Se sigue el procedimiento que se empleó en el problema 3.15, para determinar cuál es el reactivo limitante. Esta determinación permitirá calcular el rendimiento teórico. El porcentaje del rendimiento se puede obtener mediante la aplicación de la ecuación (3.4).

a) Primero se calcula el número de moles de TiCl_4 y de Mg inicialmente presentes:

$$\text{moles de TiCl}_4 = 3.54 \times 10^7 \text{ g-TiCl}_4 \times \frac{1 \text{ mol TiCl}_4}{189.7 \text{ g-TiCl}_4} = 1.87 \times 10^5 \text{ mol TiCl}_4$$

$$\text{moles de Mg} = 1.13 \times 10^7 \text{ g-Mg} \times \frac{1 \text{ mol Mg}}{24.31 \text{ g-Mg}} = 4.65 \times 10^5 \text{ mol Mg}$$

A continuación, se determina cuál de las dos sustancias es el reactivo limitante. A partir de la ecuación balanceada se observa que 1 mol de $\text{TiCl}_4 \rightleftharpoons$ 2 moles de Mg; por tanto, el número de moles de Mg necesario para reaccionar con 1.87×10^5 moles de TiCl_4 es



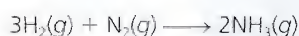
El armazón de esta bicicleta está hecho de titanio.

La química en acción

Fertilizantes químicos

Alimentar a la población mundial, en acelerado crecimiento, demanda de los granjeros la producción de mejores y más abundantes cosechas. Cada año se agregan a los suelos cientos de millones de toneladas de fertilizantes químicos para aumentar la calidad y el rendimiento de las cosechas. Además de dióxido de carbono y agua, las plantas necesitan por lo menos seis elementos para tener un crecimiento satisfactorio. Estos elementos son N, P, K, Ca, S y Mg. La preparación y las propiedades de algunos fertilizantes que contienen nitrógeno y fósforo ejemplifica algunos de los principios introducidos en este capítulo.

Los fertilizantes nitrogenados contienen sales de nitrato (NO_3^-), sales de amonio (NH_4^+) y otros compuestos. Las plantas pueden absorber nitrógeno directamente en forma de nitrato, pero las sales de amonio y el amoniaco (NH_3) se deben convertir primero en nitratos mediante la acción de las bacterias del suelo. La principal materia prima para los fertilizantes nitrogenados es el amoniaco, que se obtiene por la reacción entre hidrógeno y nitrógeno:

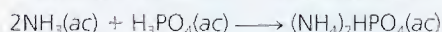
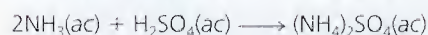
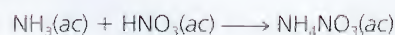


(Esta reacción se analizará de manera detallada en los capítulos 13 y 14.) En forma líquida, el amoniaco se puede inyectar directamente en el suelo.

De manera alternativa, el amoniaco se puede convertir en nitrato de amonio, NH_4NO_3 , sulfato de amonio, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, o hidrógeno fosfato de amonio, $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$, por medio de las siguientes reacciones ácido-base:



Aplicación de amoniaco líquido al suelo, antes de sembrar.



Otro método para obtener sulfato de amonio requiere de dos pasos:

$$1.87 \times 10^5 \text{ mol TiCl}_4 \times \frac{2 \text{ mol Mg}}{1 \text{ mol TiCl}_4} = 3.74 \times 10^5 \text{ mol Mg}$$

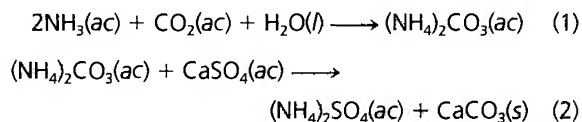
Puesto que están presentes 4.65×10^5 moles de Mg, más de lo necesario para reaccionar con la cantidad de TiCl_4 que se tiene, el Mg debe ser el reactivo en exceso y el TiCl_4 , el reactivo limitante.

La ecuación muestra que 1 mol de $\text{TiCl}_4 \approx 1$ mol de Ti; por tanto la masa teórica de Ti que se forma es

$$3.54 \times 10^7 \text{ g TiCl}_4 \times \frac{1 \text{ mol TiCl}_4}{189.7 \text{ g TiCl}_4} \times \frac{1 \text{ mol Ti}}{1 \text{ mol TiCl}_4} \times \frac{47.88 \text{ g Ti}}{1 \text{ mol Ti}} = 8.93 \times 10^6 \text{ g Ti}$$

b) Para calcular el porcentaje de rendimiento se escribe

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100\%$$



Este procedimiento es adecuado porque las materias primas, dióxido de carbono y sulfato de calcio, son menos costosas que el ácido sulfúrico. Para aumentar el rendimiento, se hace que el amoníaco sea el reactivo limitante en la reacción (1) y, el carbonato de amonio, en la reacción (2).

En la siguiente tabla se muestra la composición porcentual en masa de nitrógeno de algunos fertilizantes comunes. La preparación de urea se estudió en el ejemplo 3.15.

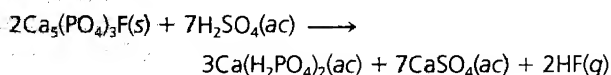
Composición porcentual en masa, de nitrógeno, en cinco fertilizantes comunes

Fertilizante	% de N en masa
NH_3	82.4
NH_4NO_3	35.0
$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	21.2
$(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$	21.2
$(\text{NH}_2)_2\text{CO}$	46.7

Hay varios factores que influyen en la elección de un fertilizante sobre otros: 1) el costo de las materias

primas necesarias para la obtención del fertilizante; 2) la facilidad de almacenamiento, transporte y empleo; 3) la composición porcentual en masa del elemento que se desea y 4) adaptabilidad del compuesto, es decir, si el compuesto es soluble en agua y si puede ser absorbido rápidamente por las plantas. Al considerar todos estos factores, se encuentra que el NH_4NO_3 es el fertilizante nitrogenado más importante en el mundo, a pesar de que el amoníaco tiene mayor porcentaje de nitrógeno en masa.

Los fertilizantes fosfatados provienen de una roca fosfórica llamada *fluorapatita*, $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$. La fluorapatita es insoluble en agua, por lo que primero debe convertirse en dihidrógeno fosfato de calcio [$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$], que es soluble en agua:



Para lograr el máximo rendimiento, se hace que la fluorapatita sea el reactivo limitante en esta reacción.

Todas las reacciones que se estudiaron para la preparación de fertilizantes parecen relativamente sencillas; sin embargo, se han hecho muchos esfuerzos para mejorar su rendimiento cambiando algunas condiciones como temperatura, presión, entre otras. Por lo general, los químicos industriales primero producen las reacciones prometedoras en el laboratorio y después las prueban en una planta piloto antes de aplicarlas en forma masiva.

$$\begin{aligned} \text{\% de rendimiento} &= \frac{7.91 \times 10^5 \text{ g}}{8.93 \times 10^5 \text{ g}} \times 100\% \\ &= 88.6\% \end{aligned}$$

Problemas similares: 3.81, 3.82.

Ejercicio En la industria, el vanadio metálico, que se utiliza en aleaciones de acero, se puede obtener al hacer reaccionar óxido de vanadio(V) con calcio a temperaturas elevadas:



En un proceso reaccionan $1.54 \times 10^3 \text{ g}$ de V_2O_5 con $1.96 \times 10^3 \text{ g}$ de Ca. a) Calcule el rendimiento teórico de V. b) Calcule el porcentaje de rendimiento si se obtienen 803 g de V.

Por lo general, en los procesos industriales se obtienen grandes cantidades de productos (miles o millones de toneladas). Por esta razón, incluso un pequeño aumento en

el rendimiento puede reducir en forma significativa los costos de producción. Un caso concreto es la manufactura de fertilizantes químicos, analizado en la sección La química en acción.

Ecuaciones clave

$$\text{composición porcentual de un elemento} = \frac{n \times \text{masa molar del elemento}}{\text{masa molar del compuesto}} \times 100\% \quad (3.1)$$

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100\% \quad (3.4)$$

Resumen de hechos y conceptos

1. Las masas atómicas se miden en unidades de masa atómica (uma), una unidad relativa que se basa en un valor exactamente de 12 para el isótopo carbono-12. La masa atómica dada para los átomos de un elemento particular, por lo general, es el promedio de la distribución de los isótopos naturales de ese elemento. La masa molecular de una molécula es la suma de las masas atómicas de los átomos que la constituyen. Tanto la masa atómica como la masa molecular se pueden determinar con exactitud con un espectrómetro de masas.
2. Un mol es el número de Avogadro (6.022×10^{23}) de átomos, moléculas u otras partículas. La masa molar (en gramos) de un elemento o de un compuesto es numéricamente igual a su masa en unidades de masa atómica (uma) y contiene el número de Avogadro de átomos (en el caso de los elementos), de moléculas o de unidades de fórmula simples (en el caso de compuestos iónicos).
3. La composición porcentual en masa de un compuesto es el porcentaje en masa de cada elemento presente. Si se conoce la composición porcentual en masa de un compuesto, es posible deducir su fórmula empírica, y su fórmula molecular, si se conoce su masa molar aproximada.
4. Los cambios químicos, llamados reacciones químicas, se representan mediante ecuaciones químicas. Las sustancias que experimentan un cambio, los reactivos, se escriben del lado izquierdo y las sustancias que se forman, los productos, aparecen del lado derecho de la flecha. Las ecuaciones químicas deben estar balanceadas, de acuerdo con la ley de la conservación de la masa. El número de átomos de cada tipo de elemento en los reactivos y en los productos debe ser el mismo.
5. La estequiometría es el estudio cuantitativo de los productos y reactivos en una reacción química. Los cálculos estequiométricos se realizan de manera óptima expresando, tanto las cantidades conocidas como las desconocidas, en términos de moles y después, si es necesario, se convierten en otras unidades. Un reactivo limitante es el reactivo que está presente en la menor cantidad estequiométrica; limita la cantidad de producto que se puede formar. La cantidad de producto que se obtiene en una reacción (rendimiento real) puede ser menor que la máxima cantidad posible (rendimiento teórico). La relación de los dos se expresa como porcentaje de rendimiento.

Palabras clave

Cantidad estequiométrica, p. 90
Composición porcentual en masa, p. 76
Ecuación química, p. 82
Estequiometría, p. 87
Masa atómica, p. 68

Masa molar (M), p. 70
Masa molecular, p. 72
Método del mol, p. 87
Mol, p. 69
Número de Avogadro (N_A), p. 69

Producto, p. 83
Reacción química, p. 82
Reactivo en exceso, p. 90
Reactivo limitante, p. 90
Reactivo, p. 83
Rendimiento porcentual, p. 93

Rendimiento real, p. 93
Rendimiento teórico, p. 93
Unidades de masa atómica (uma), p. 68

Preguntas y problemas

Masa atómica

Preguntas de repaso

- 3.1 ¿Qué es una unidad de masa atómica? ¿Por qué es necesaria la introducción de dicha unidad?
- 3.2 ¿Cuál es la masa (en uma) del átomo de carbono-12? ¿Por qué la masa del carbono aparece como 12.01 uma en la tabla periódica de la portada interior de este libro?
- 3.3 Explique, claramente, el significado del enunciado “la masa atómica del oro es 197.0 uma”.
- 3.4 ¿Qué información se necesita para calcular la masa atómica promedio de un elemento?

Problemas

- 3.5 Las masas atómicas de $^{35}_{17}\text{Cl}$ (75.53%) y $^{37}_{17}\text{Cl}$ (24.47%) son 34.968 uma y 36.956 uma, respectivamente. Calcule la masa atómica promedio del cloro. Los porcentajes entre paréntesis indican la abundancia relativa.
- 3.6 Las masas atómicas de ^6Li y ^7Li son 6.0151 uma y 7.0160 uma, respectivamente. Calcule la abundancia natural de estos dos isótopos. La masa atómica promedio del Li es 6.941 uma.
- 3.7 ¿Cuál es la masa (en gramos) de 13.2 uma?
- 3.8 ¿Cuántas uma existen en 8.4 g?

Masa molar y número de Avogadro

Preguntas de repaso

- 3.9 Defina el término “mol”. ¿Cuál es la unidad de mol en los cálculos? ¿Qué tiene en común el mol con el par, la docena y la gruesa? ¿Qué representa el número de Avogadro?
- 3.10 ¿Cuál es la masa molar de un átomo? ¿Cuáles son las unidades comúnmente utilizadas para masa molar?

Problemas

- 3.11 La población mundial es aproximadamente de 6.5 miles de millones. Suponga que cada persona sobre la Tierra participa en un proceso de contar partículas idénticas a una velocidad de dos partículas por segundo. ¿Cuántos años llevaría contar 6.0×10^{23} partículas? Suponga años de 365 días.
- 3.12 El grosor de una hoja de papel es 0.0036 pulgadas. Considere que cierto libro tiene el número de Avogadro de hojas; calcule el grosor de dicho libro en años-luz. (Sugerencia: Véase problema 1.47 para la definición de año-luz.)
- 3.13 ¿Cuántos átomos hay en 5.10 moles de azufre (S)?
- 3.14 ¿Cuántos moles de átomos de cobalto (Co) hay en 6.00×10^9 (6 000 millones) de átomos de Co?
- 3.15 ¿Cuántos moles de átomos de calcio (Ca) hay en 77.4 g de Ca?
- 3.16 ¿Cuántos gramos de oro (Au) hay en 15.3 moles de Au?
- 3.17 ¿Cuál es la masa en gramos de un solo átomo de cada uno de los siguientes elementos? a) Hg, b) Ne.

- 3.18 ¿Cuál es la masa en gramos de un solo átomo de cada uno de los siguientes elementos? a) As, b) Ni
- 3.19 ¿Cuál es la masa en gramos de 1.00×10^{12} átomos de plomo (Pb)?
- 3.20 ¿Cuántos átomos están presentes en 3.14 g de cobre (Cu)?
- 3.21 ¿Cuál de las siguientes cantidades contiene más átomos: 1.10 g de átomos de hidrógeno o 14.7 g de átomos de cromo?
- 3.22 ¿Cuál de las siguientes cantidades tiene mayor masa: 2 átomos de plomo o 5.1×10^{-23} moles de helio.

Masa molecular

Problemas

- 3.23 Calcule la masa molecular (en uma) de cada una de las siguientes sustancias: a) CH_4 , b) NO_2 , c) SO_3 , d) C_6H_6 , e) NaI , f) K_2SO_4 , g) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.
- 3.24 Calcule la masa molar de cada una de las siguientes sustancias: a) Li_2CO_3 , b) CS_2 , c) CHCl_3 (cloroformo), d) $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ (ácido ascórbico, o vitamina C), e) KNO_3 , f) Mg_3N_2 .
- 3.25 Calcule la masa molar de un compuesto si 0.372 moles de él tienen una masa de 152 g.
- 3.26 ¿Cuántas moléculas de etano (C_2H_6) están presentes en 0.334 g de C_2H_6 ?
- 3.27 Calcule el número de átomos de C, H y O en 1.50 g del azúcar glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$).
- 3.28 La urea [$(\text{NH}_2)_2\text{CO}$] se utiliza, entre otras cosas, como fertilizante. Calcule el número de átomos de N, C, O e H en 1.68×10^4 g de urea.
- 3.29 Las feromonas son un tipo especial de compuestos secretados por las hembras de muchas especies de insectos con el fin de atraer a los machos para aparearse. Una feromona tiene la fórmula molecular $\text{C}_{19}\text{H}_{38}\text{O}$. Normalmente, la cantidad de esta feromona secretada por un insecto hembra es alrededor de 1.0×10^{-12} g. ¿Cuántas moléculas hay en esta cantidad?
- 3.30 La densidad del agua es 1.00 g/mL a 4°C. ¿Cuántas moléculas de agua están presentes en 2.56 mL de agua a dicha temperatura?

Espectrometría de masas

Preguntas de repaso

- 3.31 Describa cómo funciona un espectrómetro de masas.
- 3.32 Describa cómo podría determinar la abundancia isotópica de un elemento a partir de su espectro de masas.

Problemas

- 3.33 El carbono tiene dos isótopos estables, $^{12}_6\text{C}$ y $^{13}_6\text{C}$ mientras que el flúor tiene sólo un isótopo estable, $^{19}_9\text{F}$. ¿Cuántas señales esperaríamos observar en el espectro de masas del ion positivo CF_4^+ ? Suponga que dicho ion no se rompe en fragmentos más pequeños.

- 3.34 El hidrógeno tiene dos isótopos estables, ^1H y ^2H , mientras que el azufre tiene cuatro isótopos estables, ^{32}S , ^{33}S , ^{34}S y ^{36}S . ¿Cuántas señales esperaría observar en el espectro de masas del ion positivo sulfuro de hidrógeno H_2S^+ ? Suponga que el ion no se descompone en fragmentos más pequeños.

Composición porcentual y fórmulas químicas

Preguntas de repaso

- 3.35 Utilice el amoníaco (NH_3) para explicar el significado de la composición porcentual en masa de un compuesto.
- 3.36 Describa cómo el conocimiento de la composición porcentual en masa de un compuesto desconocido puede ayudar a su identificación.
- 3.37 ¿Cuál es el significado de la palabra “empírica” en el término fórmula empírica?
- 3.38 Si se conoce la fórmula empírica de un compuesto, ¿cuál otra información adicional se necesita para determinar su fórmula molecular?

Problemas

- 3.39 El estaño (Sn) existe en la corteza terrestre como SnO_2 . Calcule la composición porcentual en masa de Sn y de O en el SnO_2 .
- 3.40 Durante muchos años se utilizó el cloroformo (CHCl_3) como anestésico de inhalación a pesar de ser también una sustancia tóxica que puede dañar el hígado, los riñones y el corazón. Calcule la composición porcentual en masa de este compuesto.
- 3.41 El alcohol cinámico se utiliza principalmente en perfumería, en especial en jabones y cosméticos. Su fórmula molecular es $\text{C}_9\text{H}_{10}\text{O}$. a) Calcule la composición porcentual en masa de C, H y O del alcohol cinámico. b) ¿Cuántas moléculas de alcohol cinámico están presentes en una muestra de 0.469 g?
- 3.42 Todas las sustancias que aparecen a continuación se utilizan como fertilizantes, que contribuyen a la nitrogenación del suelo. ¿Cuál de ellas representa una mejor fuente de nitrógeno, de acuerdo con su composición porcentual en masa?
- Urea, $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$
 - Nitrato de amonio, NH_4NO_3
 - Guanidina, $\text{HNC}(\text{NH}_2)_2$
 - Amoníaco, NH_3
- 3.43 La alicina es el compuesto responsable del olor característico del ajo. Un análisis de dicho compuesto muestra la siguiente composición porcentual en masa: C: 44.4%; H: 6.21%; S: 39.5%; O: 9.86%. Calcule su fórmula empírica. ¿Cuál es su fórmula molecular si su masa molar es alrededor de 162 g?
- 3.44 El peroxiacilnitrato (PAN) es uno de los componentes del smog. Está formado por C, H, N y O. Determine la composición porcentual de oxígeno y la fórmula empírica, a partir de la siguiente composición porcentual en masa: 19.8% de C, 2.50 % de H y 11.6% de N.
- 3.45 La fórmula de la herrumbre se puede representar como Fe_2O_3 . ¿Cuántas moles de Fe están presentes en 24.6 g del compuesto?

- 3.46 ¿Cuántos gramos de azufre (S) se necesitan para reaccionar completamente con 246 g de mercurio (Hg) para formar HgS ?
- 3.47 Calcule la masa en gramos de yodo (I_2) que reaccionará completamente con 20.4 g de aluminio (Al) para formar yoduro de aluminio (AlI_3).
- 3.48 Frecuentemente se agrega fluoruro de estaño(II) (SnF_2) a los dentífricos como un ingrediente para evitar las caries. ¿Cuál es la masa de F en gramos que existe en 24.6 g de este compuesto?
- 3.49 ¿Cuál es la fórmula empírica de cada uno de los compuestos que tiene la siguiente composición? a) 2.1% de H, 65.3% de O y 32.6% de S, b) 20.2% de Al y 79.8% de Cl.
- 3.50 ¿Cuál es la fórmula empírica de cada uno de los compuestos que tiene la siguiente composición? a) 40.1% de C, 6.6% de H y 53.3% de O, b) 18.4% de C, 21.5% de N y 60.1% de K.
- 3.51 La masa molar de la cafeína es 194.19 g. ¿Cuál es la fórmula molecular de la cafeína, $\text{C}_4\text{H}_5\text{N}_2\text{O}$ o bien $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$?
- 3.52 Se sospecha que el glutamato monosódico (MSG), saborizante de alimentos, es el causante del “síndrome del restaurante chino”, ya que puede causar dolores de cabeza y del pecho. El MSG tiene la siguiente composición porcentual en masa: 35.51% de C, 4.77% de H, 37.85% de O, 8.29% de N y 13.60% de Na. Si su masa molar es 169 g, ¿cuál es su fórmula molecular?

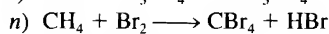
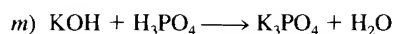
Reacciones químicas y ecuaciones químicas

Preguntas de repaso

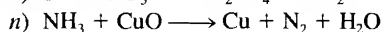
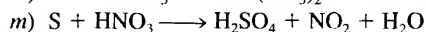
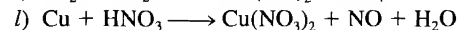
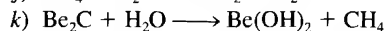
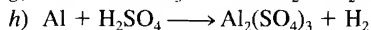
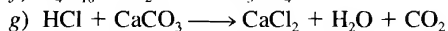
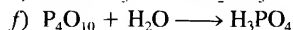
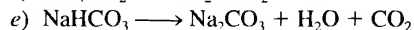
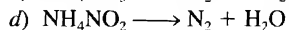
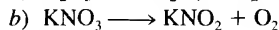
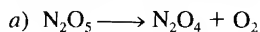
- 3.53 Utilice la formación de agua a partir de hidrógeno y oxígeno para explicar los siguientes términos: reacción química, reactivo, producto.
- 3.54 ¿Cuál es la diferencia entre una reacción química y una ecuación química?
- 3.55 ¿Por qué se debe hacer el balance de una ecuación química? ¿Qué ley se obedece con este procedimiento?
- 3.56 Escriba los símbolos que se utilizan para representar un gas, un líquido, un sólido y la fase acuosa en las ecuaciones químicas.

Problemas

- 3.57 Haga el balance de las siguientes ecuaciones, utilizando el método descrito en la sección 3.7:
- $\text{C} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}$
 - $\text{CO} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2$
 - $\text{H}_2 + \text{Br}_2 \longrightarrow \text{HBr}$
 - $\text{K} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{KOH} + \text{H}_2$
 - $\text{Mg} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{MgO}$
 - $\text{O}_3 \longrightarrow \text{O}_2$
 - $\text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
 - $\text{N}_2 + \text{H}_2 \longrightarrow \text{NH}_3$
 - $\text{Zn} + \text{AgCl} \longrightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{Ag}$
 - $\text{S}_8 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{SO}_2$
 - $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{Cl}_2 + \text{NaI} \longrightarrow \text{NaCl} + \text{I}_2$



3.58 Haga el balance de las siguientes ecuaciones, utilizando el método descrito en la sección 3.7:



Cantidades de reactivos y productos

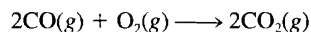
Preguntas de repaso

3.59 ¿En qué ley se basa la estequiometría? ¿Por qué es importante emplear ecuaciones balanceadas en la resolución de problemas estequiométricos?

3.60 Describa los pasos implicados en el método del mol.

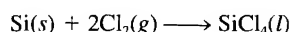
Problemas

3.61 Considere la combustión del monóxido de carbono (CO) en oxígeno gaseoso:



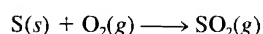
Si la reacción se inicia con 3.60 moles de CO, calcule el número de moles de CO_2 que se producen si hay suficiente oxígeno para reaccionar con todo el CO.

3.62 El tetracloruro de silicio (SiCl_4) se puede preparar por calentamiento de Si en cloro gaseoso:



En una reacción se producen 0.507 mol de SiCl_4 . ¿Cuántos moles de cloro molecular se utilizaron en la reacción?

3.63 La producción anual de dióxido de azufre, como resultado de la combustión de carbón, de combustibles fósiles, de los escapes de los automóviles y otras fuentes es, aproximadamente, de 26 millones de toneladas. La ecuación para la reacción es



¿Qué cantidad de azufre, presente en los materiales originales, produce esta cantidad de SO_2 ?

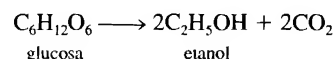
3.64 Cuando se calienta el polvo para hornear (bicarbonato de sodio o hidrógeno carbonato de sodio, NaHCO_3) libera dióxido de carbono gaseoso, que es el responsable de que se esponjen las galletas, las donas y el pan. a) Escriba una ecuación balanceada para la descomposición de dicho compuesto (uno de los productos es Na_2CO_3). b) Calcule la masa de NaHCO_3 que se requiere para producir 20.5 g de CO_2 .

3.65 Cuando el cianuro de potasio (KCN) reacciona con ácidos, se desprende un gas venenoso, mortal, el cianuro de hidrógeno (HCN). La ecuación es la siguiente:



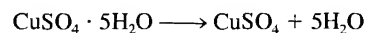
Calcule la cantidad de HCN en gramos que se formará si una muestra de 0.140 g de KCN se trata con un exceso de HCl.

3.66 La fermentación es un proceso químico complejo que se utiliza en la manufactura de los vinos, en el que la glucosa se convierte en etanol y dióxido de carbono:



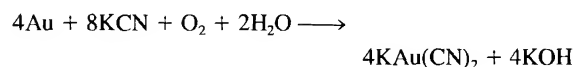
Si se empieza con 500.4 g de glucosa, ¿cuál es la máxima cantidad de etanol, en gramos y en litros, que se obtendrá por medio de este proceso? (Densidad del etanol = 0.789 g/mL.)

3.67 Cada unidad de sulfato de cobre(II) está asociada con cinco moléculas de agua en el compuesto cristalino sulfato de cobre(II) pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$). Cuando este compuesto se calienta en aire por encima de 100°C pierde las moléculas de agua y también su color azul:



Si restan 9.60 g de CuSO_4 después de calentar 15.01 g del compuesto azul, calcule el número de moles de H_2O que había originalmente en el compuesto.

3.68 Durante muchos años, la recuperación del oro, es decir, la separación del oro de otros materiales, implicó el uso de cianuro de potasio:

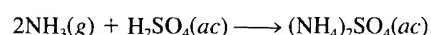


¿Cuál es la mínima cantidad de KCN, en moles, que se necesita para extraer 29.0 g (alrededor de una onza) de oro?

3.69 La piedra caliza (CaCO_3) se descompone, por calentamiento, en cal viva (CaO) y dióxido de carbono. Calcule cuántos gramos de cal viva se pueden producir a partir de 1.0 kg de piedra caliza.

3.70 El óxido nitroso (N_2O) también se llama "gas hilarante". Se puede preparar por la descomposición térmica de nitrato de amonio (NH_4NO_3). El otro producto es agua. a) Escriba una ecuación balanceada para esta reacción. b) ¿Cuántos gramos de N_2O se formarán si se utilizan 0.46 mol de NH_4NO_3 para la reacción?

3.71 El fertilizante sulfato de amonio [$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$] se prepara mediante la reacción entre amoniaco (NH_3) y ácido sulfúrico:



¿Cuántos kg de NH_3 se necesitan para producir 1.00×10^5 kg de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$?

- 3.72 Un método común para la preparación de oxígeno gaseoso en el laboratorio utiliza la descomposición térmica de clorato de potasio (KClO_3). Suponiendo que la descomposición es completa, calcule el número de gramos de O_2 gaseoso que se obtendrá a partir de 46.0 g de KClO_3 . (Los productos son KCl y O_2 .)

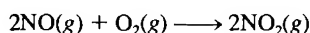
Reactivo limitante

Preguntas de repaso

- 3.73 Defina reactivo limitante y reactivo en exceso. ¿Cuál es la importancia del reactivo limitante para la predicción de la cantidad de producto que se obtiene en una reacción? ¿Puede haber reactivo limitante en el caso de que sólo haya un reactivo presente?
- 3.74 Proporcione un ejemplo de la vida diaria que ejemplifique el concepto de reactivo limitante.

Problemas

- 3.75 El óxido nítrico (NO) reacciona inmediatamente con el oxígeno gaseoso para formar dióxido de nitrógeno (NO_2), un gas café oscuro:



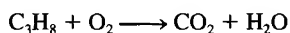
En un experimento se mezclaron 0.886 mol de NO con 0.503 mol de O_2 . Calcule cuál de los dos reactivos es el limitante. Calcule también el número de moles de NO_2 producido.

- 3.76 La disminución del ozono (O_3) en la estratosfera ha sido tema de gran preocupación entre los científicos en los últimos años. Se cree que el ozono puede reaccionar con el óxido nítrico (NO) que proviene de las emisiones de los aviones de propulsión, a alturas elevadas. La reacción es



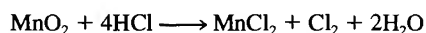
Si 0.740 g de O_3 reaccionan con 0.670 g de NO , ¿cuántos gramos de NO_2 se producirán? ¿Cuál compuesto es el reactivo limitante? Calcule el número de moles del reactivo en exceso que se recupera al finalizar la reacción.

- 3.77 El propano (C_3H_8) es un componente del gas natural y se utiliza para cocinar y para la calefacción doméstica. a) Haga el balance de la siguiente ecuación, que representa la combustión del propano en el aire:



b) ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono se pueden producir por la combustión de 3.65 moles de propano? Suponga que el oxígeno es el reactivo en exceso en esta reacción.

- 3.78 Considere la reacción



Si reaccionan 0.86 mol de MnO_2 y 48.2 g de HCl , ¿cuál de los reactivos se consumirá primero? ¿Cuántos gramos de Cl_2 se producirán?

Rendimiento de reacción

Preguntas de repaso

- 3.79 ¿Por qué el rendimiento de una reacción está determinado únicamente por la cantidad de reactivo limitante?
- 3.80 ¿Por qué el rendimiento real de una reacción casi siempre es menor que el rendimiento teórico?

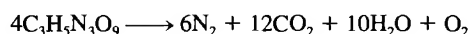
Problemas

- 3.81 El fluoruro de hidrógeno se utiliza en la manufactura de los freones (los cuales destruyen el ozono de la estratosfera) y en la producción de aluminio metálico. Se prepara por la reacción



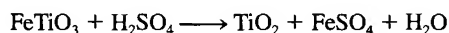
En un proceso, se tratan 6.00 kg de CaF_2 con un exceso de H_2SO_4 y se producen 2.86 kg de HF . Calcule el porcentaje de rendimiento de HF .

- 3.82 La nitroglicerina ($\text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9$) es un explosivo muy potente. Su descomposición se puede representar por



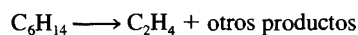
Esta reacción genera una gran cantidad de calor y muchos productos gaseosos. La velocidad de formación de estos gases, así como su rápida expansión, es lo que causa la explosión. a) ¿Cuál es la máxima cantidad de O_2 en gramos que se obtendrá a partir de 2.00×10^2 g de nitroglicerina? b) Calcule el porcentaje de rendimiento de esta reacción si se encuentra que la cantidad de O_2 producida fue de 6.55 g.

- 3.83 El óxido de titanio(IV) (TiO_2) es una sustancia blanca que se produce por la reacción de ácido sulfúrico con el mineral ilmenita (FeTiO_3):



Sus propiedades de opacidad y no toxicidad lo hacen una sustancia idónea para pigmentos de plásticos y pinturas. En un proceso, 8.00×10^3 kg de FeTiO_3 produjeron 3.67×10^3 kg de TiO_2 . ¿Cuál es el porcentaje de rendimiento de la reacción?

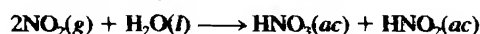
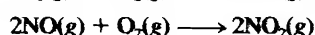
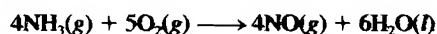
- 3.84 El etileno (C_2H_4), un importante reactivo químico industrial, se puede preparar calentando hexano (C_6H_{14}) a 800°C :



Si el rendimiento de la producción de etileno es 42.5%, ¿qué masa de hexano se debe utilizar para producir 481 g de etileno?

Problemas adicionales

- 3.85 El ácido nítrico se produce industrialmente mediante el proceso de Ostwald, se representa con las siguientes ecuaciones:



- ¿Qué masa de NH_3 (en g) se debe utilizar para producir 1.00 tonelada de HNO_3 de acuerdo con el procedimiento anterior, suponga un porcentaje de rendimiento de 80% en cada uno de los pasos (1 ton = 2 000 libras, 1 lb = 453.6 g.)
- 3.86 Una muestra de un compuesto de Cl y O reacciona con un exceso de H_2 para formar 0.233 g de HCl y 0.403 g de H_2O . Determine la fórmula empírica del compuesto.
- 3.87 La masa atómica de un elemento X es 33.42 uma. Una muestra de 27.22 g de X se combina con 84.10 g de otro elemento, Y, para formar un compuesto XY. Calcule la masa atómica de Y.
- 3.88 ¿Cuántos moles de O se necesitan para combinarse con 0.212 mol de C para formar a) CO y b) CO_2 ?
- 3.89 Una investigadora utilizó un espectrómetro de masas para estudiar los dos isótopos de un elemento. Después de un tiempo, registró un cierto número de espectros de masas de dichos isótopos. Al hacer el análisis, observó que la relación entre la señal más alta (el isótopo más abundante) y la más baja (el isótopo menos abundante) se incrementaba gradualmente con el tiempo. Suponiendo que el espectrómetro de masas funciona normalmente, ¿cuál se podría pensar que fuera la causa de este cambio?
- 3.90 El sulfato de aluminio hidratado $[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}]$ contiene 8.20% en masa de Al. Calcule x, es decir, el número de moléculas de agua asociadas con cada unidad de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
- 3.91 El gas mostaza ($\text{C}_4\text{H}_8\text{Cl}_2\text{S}$) es un gas venenoso que se utilizó durante la Primera Guerra Mundial y posteriormente se prohibió su uso. Causa la destrucción general de los tejidos corporales, lo que tiene como resultado la aparición de ampollas. No hay un antídoto efectivo contra él. Calcule la composición porcentual en masa de los elementos del gas mostaza.
- 3.92 El quilate es la unidad de masa que utilizan los joyeros. Un quilate es exactamente igual a 200 mg. ¿Cuántos átomos de carbono están presentes en un diamante de 24 quilates?
- 3.93 Una barra de hierro pesó 664 g. Después de que la barra se deja a la intemperie durante un mes, exactamente una octava parte del hierro se ha convertido en herrumbre (Fe_2O_3). Calcule la masa final del hierro y de la herrumbre.
- 3.94 Cierta óxido metálico tiene la fórmula MO, en donde M representa al metal. Una muestra de 39.46 g del compuesto se calienta fuertemente bajo una atmósfera de hidrógeno, para eliminar el oxígeno en forma de moléculas de agua. Al final, quedan 31.70 g del metal. Si el O tiene una masa atómica de 16.00 uma, calcule la masa atómica de M e identifique el elemento.
- 3.95 Una muestra impura de zinc (Zn) se trata con un exceso de ácido sulfúrico (H_2SO_4) para formar sulfato de zinc (ZnSO_4) e hidrógeno molecular (H_2). a) Escriba una ecuación balanceada para la reacción. b) Si se obtienen 0.0764 g de H_2 a partir de 3.86 g de la muestra, calcule el porcentaje de pureza de la muestra. c) ¿Qué suposiciones se deben hacer en el inciso b)?
- 3.96 Una de las reacciones que se llevan a cabo en un alto horno donde el mineral de hierro se convierte en hierro fundido, es
- $$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \longrightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$$
- Suponga que se obtienen 1.64×10^3 kg de Fe a partir de una muestra de 2.62×10^3 kg de Fe_2O_3 . Suponiendo que la reacción llegue a completarse, ¿cuál es el porcentaje de pureza del Fe_2O_3 en la muestra original?
- 3.97 El dióxido de carbono (CO_2) es el compuesto gaseoso principal responsable del calentamiento del planeta (efecto invernadero). La combustión de los combustibles fósiles es la causa principal del incremento de la concentración de CO_2 en la atmósfera. El dióxido de carbono también es el producto final del metabolismo (véase ejemplo 3.14). Utilizando la glucosa como ejemplo de un alimento, calcule la producción anual de CO_2 en gramos, suponiendo que cada persona consume 5.0×10^2 g de glucosa diariamente. La población mundial es de 6 500 millones y hay 365 días por año.
- 3.98 Los carbohidratos son compuestos que contienen carbono, hidrógeno y oxígeno, en los que la relación entre el hidrógeno y el oxígeno es 2:1. Cierta carbohidrato contiene 40.0% en masa de carbono. Calcule la fórmula empírica y la fórmula molecular del compuesto si su masa molar aproximada es de 178 g.
- 3.99 ¿En dónde hay mayor cantidad de masa: en 0.72 g de O_2 o en 0.0011 mol de clorofila ($\text{C}_{55}\text{H}_{72}\text{MgN}_4\text{O}_5$)?
- 3.100 El análisis de un cloruro metálico XCl_3 mostró que contiene 67.2% en masa de Cl. Calcule la masa molar de X e identifique el elemento.
- 3.101 La hemoglobina ($\text{C}_{2952}\text{H}_{4664}\text{N}_{812}\text{O}_{832}\text{S}_8\text{Fe}_4$) es la que transporta el oxígeno en la sangre. a) Calcule su masa molar. b) En promedio, un adulto tiene alrededor de 5.0 L de sangre. Cada mililitro de sangre contiene aproximadamente 5.0×10^9 eritrocitos, o células rojas de la sangre y cada una de estas células contiene alrededor de 2.8×10^8 moléculas de hemoglobina. Calcule la masa de moléculas de hemoglobina en gramos que tiene un adulto, en promedio.
- 3.102 La mioglobina almacena oxígeno para los procesos metabólicos en los músculos. Su análisis químico muestra que contiene 0.34% en masa de Fe. ¿Cuál es la masa molar de la mioglobina? (Sólo hay un átomo de Fe por molécula.)
- 3.103 Calcule el número de cationes y aniones en cada uno de los siguientes compuestos: a) 8.38 g de KBr, b) 5.40 g de Na_2SO_4 , c) 7.45 g de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.
- 3.104 Una muestra que contiene NaCl, Na_2SO_4 y NaNO_3 muestra el siguiente análisis elemental: Na: 32.08%; O: 36.01%; Cl: 19.51%. Calcule el porcentaje en masa de cada compuesto en la muestra.
- 3.105 a) Se puede utilizar la espectrometría de masas para identificar las fórmulas de moléculas cuyas masas son pequeñas. Para demostrar esto identifique la molécula que explica mejor la observación de un espectro de masas con las si-

- guientes señales: 16 uma, 17 uma, 18 uma y 64 uma. *b)* Observe que hay dos moléculas (entre otras) que generarían una señal a 44 uma, son: C_3H_8 y CO_2 . En estos casos un químico trataría de buscar otras señales generadas cuando algunas moléculas se rompen en fragmentos menores en el espectrómetro. Por ejemplo, si un químico observa una señal a 44 uma y también una a 15 uma, ¿cuál molécula produce la señal en 44 uma? ¿Por qué? *c)* Utilizando las siguientes masas atómicas: 1H (1.00797 uma), ^{12}C (12.00000 uma) y ^{16}O (15.99491 uma), ¿con qué precisión se pueden medir las masas de C_3H_8 y CO_2 , para diferenciarlas?
- 3.106** Calcule la composición porcentual en masa de todos los elementos del fosfato de calcio [$Ca_3(PO_4)_2$], principal constituyente de los huesos.
- 3.107** La lisina, un aminoácido esencial en el cuerpo humano, contiene C, H, O y N. En un experimento, la combustión completa de 2.175 g de lisina produjo 3.94 g de CO_2 y 1.89 g de H_2O . En un experimento diferente, 1.873 g de lisina produjeron 0.436 g de NH_3 . *a)* Calcule la fórmula empírica de la lisina. *b)* La masa molar aproximada de la lisina es 150 g. ¿Cuál es su fórmula molecular?
- 3.108** ¿Un gramo de moléculas de hidrógeno contiene la misma cantidad de átomos que 1 g de átomos de hidrógeno?
- 3.109** Algunas veces se ha descrito el número de Avogadro como un factor de conversión entre uma y gramos. Utilice el átomo de flúor (19.00 uma) como ejemplo para mostrar la relación entre la unidad de masa atómica y el gramo.
- 3.110** La abundancia natural de los dos isótopos estables del hidrógeno (hidrógeno y deuterio) es 1H : 99.985% e 2H : 0.015%. Suponga que el agua puede existir como H_2O y como D_2O . Calcule el número de moléculas de D_2O que están presentes exactamente en 400 mL de agua. (Densidad = 1.00 g/mL.)
- 3.111** En el espectrómetro de masas se examinó un compuesto que sólo contiene C, H y Cl. La señal de mayor masa corresponde a un ion de masa 52 uma. La señal de la masa más abundante corresponde a un ion de masa 50 uma y es casi tres veces más intensa que la señal de 52 uma. Deduzca una fórmula molecular razonable para el compuesto y explique la posición e intensidad de la masa de las señales mencionadas. (*Sugerencia:* El cloro es el único elemento que presenta isótopos de abundancia comparable: ^{35}Cl : 75.5%; ^{37}Cl : 24.5%. Para el H, utilice 1H y para el C, ^{12}C .)
- 3.112** Se encontró que para la formación de monóxido de carbono, CO , 2.445 g de carbono se combinan con 3.257 g de oxígeno. ¿Cuál es la masa atómica del oxígeno, si la masa atómica del carbono es 12.01 uma?
- 3.113** ¿Qué relación molar resultaría entre cloro molecular (Cl_2) y oxígeno molecular (O_2) por la descomposición del compuesto Cl_2O_7 en los elementos que lo forman?
- 3.114** ¿Cuál de las siguientes sustancias contiene la mayor masa de cloro? *a)* 5.0 g de Cl_2 , *b)* 60.0 g de $NaClO_3$, *c)* 0.10 mol de KCl , *d)* 30.0 g de $MgCl_2$, *e)* 0.50 mol de Cl_2 .
- 3.115** La potasa es cualquier mineral de potasio que se utiliza por su contenido de potasio. La mayoría de la potasa que se produce en Estados Unidos se utiliza en fertilizantes. Las principales fuentes de potasa son el cloruro de potasio (KCl) y el sulfato de potasio (K_2SO_4). La producción de potasa se especifica, con frecuencia, como el equivalente de óxido de potasio (K_2O) o como la cantidad de K_2O que se podría producir a partir de un determinado mineral. *a)* Si el costo de KCl es 0.055 dólares por kg, ¿a qué precio (dólares por kg) debe venderse el K_2SO_4 para obtener la misma cantidad de potasio por dólar? *b)* ¿Qué masa (en kg) de K_2O contiene el mismo número de moles de átomos de potasio que 1.00 kg de KCl ?
- 3.116** El platino forma dos compuestos diferentes con el cloro. Uno de ellos contiene 26.7% en masa de Cl y el otro, 42.1% en masa de Cl. Determine la fórmula empírica de cada uno de los dos compuestos.
- 3.117** Al calentar 2.40 g del óxido del metal X (masa molar de X = 55.9 g/mol) con monóxido de carbono (CO) se obtiene el metal puro y dióxido de carbono. La masa del metal que se obtuvo fue 1.68 g. A partir de estos datos, demuestre que la fórmula más sencilla del óxido es X_2O_3 y escriba una ecuación balanceada para la reacción.
- 3.118** Un compuesto X contiene 63.3% de manganeso (Mn) y 36.7% de O en masa. Cuando X se calienta, se desprende oxígeno gaseoso y se obtiene un nuevo compuesto Y que contiene 72.0% de Mn y 28.0% de O. *a)* Determine la fórmula empírica de X y de Y. *b)* Escriba una ecuación balanceada para la conversión de X en Y.
- 3.119** La fórmula del cloruro de bario hidratado es $BaCl_2 \cdot xH_2O$. Si 1.936 g del compuesto producen 1.864 g de $BaSO_4$ anhidro cuando se trata con ácido sulfúrico, calcule el valor de x.
- 3.120** Se ha calculado que durante la erupción del Monte Santa Elena (el 18 de mayo de 1980) se emitieron a la atmósfera alrededor de 4.0×10^5 toneladas de SO_2 . Si todo el SO_2 se convirtiera en ácido sulfúrico, ¿cuántas toneladas de H_2SO_4 se producirían?
- 3.121** Una mezcla de $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ y $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ se calienta hasta que se elimina toda el agua. Si 5.020 g de la mezcla produjeron 2.988 g de las sales anhidras, ¿cuál es el porcentaje en masa de $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ en la mezcla?
- 3.122** Cuando se calientan 0.273 g de Mg a altas temperaturas, bajo una atmósfera de nitrógeno (N_2), ocurre una reacción química. El producto de la reacción pesa 0.378 g. Calcule la fórmula empírica del compuesto que contiene Mg y N. Nombre dicho compuesto.
- 3.123** Una mezcla de metano (CH_4) y etano (C_2H_6), con una masa total de 13.43 g, se quema completamente en oxígeno. Si la masa total de CO_2 y H_2O que se produce es 64.84 g, calcule la fracción de CH_4 en la mezcla.
- 3.124** La gasolina con plomo contiene un aditivo que funciona como "antidetonaante". El análisis de este aditivo mostró que contiene carbono, hidrógeno y plomo (Pb) (de aquí el nombre de "gasolina con plomo"). Cuando se quemaron 51.36 g de este compuesto en un aparato como el que se muestra en la figura 3.5, se produjeron 55.90 g de CO_2 y 28.61 g de H_2O . Determine la fórmula empírica del aditivo de la gasolina.
- 3.125** Debido a su efecto nocivo para la atmósfera, recientemente se reemplazó el compuesto de plomo descrito en el problema 3.124 por el éter metil terbutílico (MTBE) (un compuesto de C, H y O), que mejora la eficiencia de la gasolina. (En 1999 también se suspendió el uso de este compuesto ya que es un contaminante del agua potable.) Cuando se

queman 12.1 g de este compuesto en un aparato como el que se muestra en la figura 3.5, se forman 30.2 g de CO_2 y 14.8 g de H_2O . ¿Cuál es la fórmula empírica de dicho compuesto?

- 3.126** Suponga que se tiene un cubo hecho de magnesio metálico (Mg), cuyos lados miden 1.0 cm. *a*) Calcule el número de átomos de Mg en el cubo. *b*) Los átomos tienen una forma esférica. En consecuencia, los átomos de Mg en dicho cubo no pueden llenar todo el espacio. Si solamente el 74% del interior del cubo está ocupado por átomos de Mg, calcule el radio de un átomo de Mg, en picómetros. (La densidad del Mg es 1.74 g/cm^3 y el volumen de una esfera de radio r es $\frac{4}{3}\pi r^3$.)
- 3.127** Cierta muestra de carbón contiene 1.6% en masa de azufre. Cuando se quema el carbón, el azufre se convierte en dióxido de azufre. Para evitar la contaminación del aire, el dióxido de azufre se trata con óxido de calcio (CaO) para formar sulfito de calcio (CaSO_3). Calcule la masa de CaO (en kilogramos) que necesita diariamente una planta de energía que utiliza $6.60 \times 10^6 \text{ kg}$ de carbón al día.
- 3.128** El aire es una mezcla de muchos gases. Sin embargo, para calcular su “masa molar” solamente es necesario considerar a sus tres componentes principales: nitrógeno, oxígeno y argón. Si se considera que un mol de aire a nivel del mar está formado por 78.08% de nitrógeno, 20.95% de oxígeno y 0.97% de argón, ¿cuál es la masa molar del aire?
- 3.129** La longitud de los lados de un dado es de 1.5 cm. *a*) ¿Cuál es el volumen de un mol de dados? *b*) Suponiendo que un mol de dados se puede empacar de tal forma que hagan contacto unos con otros, formando pilas de capas que cubran totalmente la superficie terrestre, calcule la altura, en metros, del espesor de la capa. [El radio (r) terrestre es 6 371 km y el área de una esfera es $4\pi r^2$.]
- 3.130** El siguiente método es una forma rudimentaria pero efectiva para calcular la magnitud del número de Avogadro utili-

zando ácido esteárico ($\text{C}_{18}\text{H}_{36}\text{O}_2$). Cuando se agrega ácido esteárico al agua, sus moléculas se quedan en la superficie y forman una monocapa, es decir, la capa tiene solamente una molécula de espesor. El área medida de la sección transversal de cada molécula de ácido esteárico es de 0.21 nm^2 . En un experimento se encontró que se necesitaron $1.4 \times 10^{-4} \text{ g}$ de ácido esteárico para formar la monocapa sobre el agua, en un recipiente de 20 cm de diámetro. Con base en estas mediciones, ¿cuál es el número de Avogadro? (El área de un círculo de radio r es πr^2 .)

- 3.131** El octano (C_8H_{18}) es uno de los componentes de la gasolina. Su combustión completa produce CO_2 y H_2O . La combustión incompleta produce CO y H_2O , lo que no solamente reduce la eficiencia del motor que utiliza el combustible, sino que también es tóxico. En cierta prueba, se quemó 1.000 galón de octano en un motor. La masa total de CO , CO_2 y H_2O que se produjo fue de 11.53 kg. Calcule la eficiencia del proceso, es decir, calcule la fracción de octano que se convierte en CO_2 . La densidad del octano es 2.650 kg/galón .
- 3.132** Industrialmente, el hidrógeno gaseoso se prepara por la reacción del propano gaseoso (C_3H_8) con vapor a una temperatura alrededor de 400°C . Los productos son monóxido de carbono (CO) e hidrógeno gaseoso (H_2). *a*) Escriba una ecuación balanceada para la reacción. *b*) ¿Cuántos kilogramos de H_2 se pueden obtener a partir de $2.84 \times 10^3 \text{ kg}$ de propano?

Respuestas a los ejercicios

3.1 10.81 uma. **3.2** 3.59 moles. **3.3** $2.57 \times 10^3 \text{ g}$. **3.4** 8.49×10^{21} átomos de K. **3.5** 32.04 uma. **3.6** 1.66 moles. **3.7** 5.81×10^{24} átomos de H. **3.8** H: 2.055%; S: 32.69%; O: 62.25%. **3.9** KMnO_4 (permanganato de potasio). **3.10** 196 g. **3.11** B_2H_6 . **3.12** $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$. **3.13** *a*) 0.508 mol, *b*) 2.21 g. **3.14** 235 g. **3.15** *a*) 234 g, *b*) 234 g. **3.16** *a*) 863 g, *b*) 93.0%.

Reacciones en disolución acuosa



Magnesio quemándose en aire para formar óxido de magnesio (MgO) y nitruro de magnesio (Mg_3N_2).

Introducción

Muchas reacciones químicas y prácticamente todos los procesos biológicos se llevan a cabo en un medio acuoso. En este capítulo se estudiarán los tres principales grupos de reacciones que se efectúan en disoluciones acuosas: reacciones de precipitación, reacciones ácido-base y reacciones redox. En capítulos posteriores se estudiarán las características estructurales y las propiedades del agua, también llamada *disolvente universal*, y de sus disoluciones.

- 4.1 Propiedades generales de las disoluciones acuosas
- 4.2 Reacciones de precipitación
- 4.3 Reacciones ácido-base
- 4.4 Reacciones de oxidación-reducción
- 4.5 Concentración de disoluciones
- 4.6 Análisis gravimétrico
- 4.7 Valoraciones ácido-base
- 4.8 Valoraciones redox

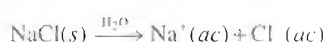
4.1 Propiedades generales de las disoluciones acuosas

Una **disolución** es una mezcla homogénea de dos o más sustancias. El **soluto** es la sustancia presente en menor cantidad, y el **disolvente** es la sustancia que está en mayor cantidad. Una disolución puede ser gaseosa (como el aire), sólida (como una aleación) o líquida (agua de mar, por ejemplo). En esta sección se analizarán únicamente las **disoluciones acuosas**, en las que el soluto inicialmente es un líquido o un sólido y el disolvente es agua.

Propiedades electrolíticas

Todos los solutos que se disuelven en agua se agrupan en dos categorías: electrolitos y no electrolitos. Un **electrolito** es una sustancia que, cuando se disuelve en agua, forma una disolución que conduce la electricidad. Un **no electrolito** no conduce la corriente eléctrica cuando se disuelve en agua. La figura 4.1 muestra un método sencillo y directo para distinguir entre electrolitos y no electrolitos. Un par de electrodos inertes (de cobre o de platino) se sumerge en un vaso con agua. Para que el foco se encienda, la corriente eléctrica debe fluir de un electrodo al otro, para cerrar así el circuito. El agua pura es un conductor deficiente de la electricidad; sin embargo, al añadirle una pequeña cantidad de cloruro de sodio (NaCl), el foco se enciende tan pronto como la sal se disuelve en el agua. El NaCl sólido es un compuesto iónico que al disolverse en agua se disocia en iones Na^+ y Cl^- . Los iones Na^+ se dirigen hacia el electrodo negativo y los iones Cl^- hacia el electrodo positivo. Este movimiento establece una corriente eléctrica que equivale al flujo de electrones a través de un alambre metálico. Como la disolución de NaCl conduce la electricidad, se dice que el NaCl es un electrolito. El agua pura contiene muy pocos iones, por lo que no puede conducir la electricidad.

Al comparar la brillantez del foco para las mismas cantidades molares de las sustancias disueltas, se puede distinguir entre electrolitos fuertes y débiles. Una característica de los electrolitos fuertes es que en disolución se supone que el soluto se disocia 100% en sus iones. (Se entiende por **disociación** la separación del compuesto en cationes y aniones.) Por tanto, la disociación del cloruro de sodio en agua se puede representar como



Esta ecuación señala que todo el cloruro de sodio que entra a la solución termina como iones Na^+ y Cl^- ; no existen unidades de NaCl no disociadas en la solución.

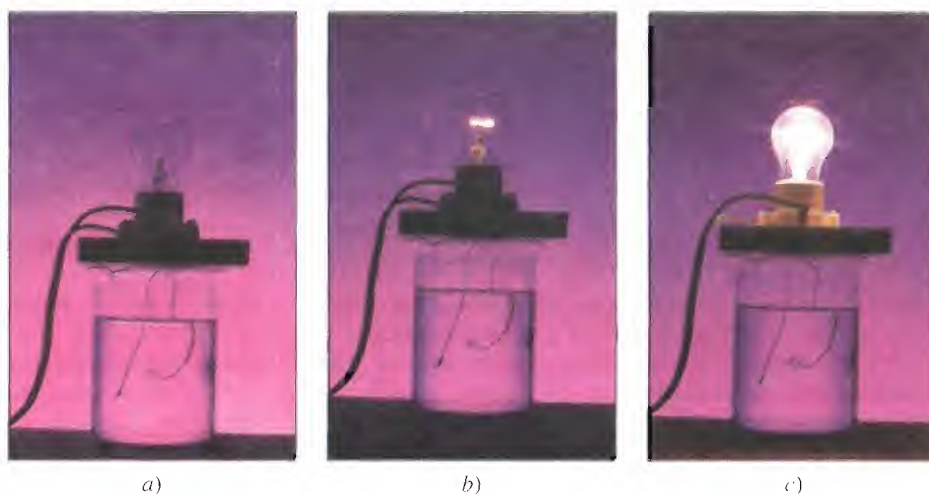


FIGURA 4.1 Un dispositivo para distinguir entre electrolitos y no electrolitos. La capacidad de una disolución para conducir la electricidad depende del número de iones que contiene. a) Una disolución de un no electrolito no contiene iones y el foco no se enciende. b) La disolución de un electrolito débil contiene un pequeño número de iones y la luz del foco es tenue. c) La disolución de un electrolito fuerte contiene un gran número de iones y la luz del foco es muy brillante. Las cantidades molares de los solutos disueltos son iguales en los tres casos.

Tabla 4.1 Clasificación de solutos en disolución acuosa

Electrólito fuerte	Electrólito débil	No electrólito
HCl	CH ₃ COOH	(NH ₂) ₂ CO (urea)
HNO ₃	HF	CH ₃ OH (metanol)
HClO ₄	HNO ₂	C ₂ H ₅ OH (etanol)
H ₂ SO ₄ *	NH ₃	C ₆ H ₁₂ O ₆ (glucosa)
NaOH	H ₂ O [†]	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ (sacarosa)
Ba(OH) ₂		
Compuestos iónicos		

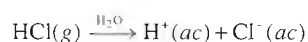
* El H₂SO₄ tiene dos iones H⁺ ionizables.

† El agua pura es un electrólito extremadamente débil.

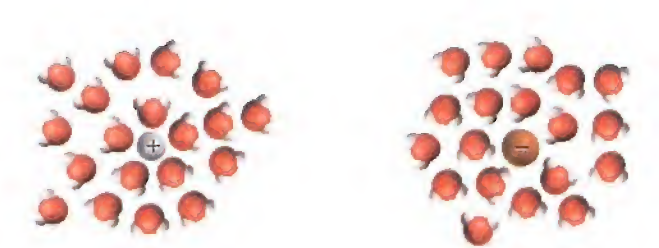
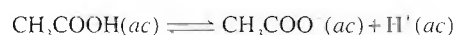
En la tabla 4.1 se muestran ejemplos de electrólitos fuertes, electrólitos débiles y no electrólitos. Los compuestos iónicos como el cloruro de sodio, yoduro de potasio (KI) y nitrato de calcio [Ca(NO₃)₂], son electrólitos fuertes. Es interesante notar que los líquidos del cuerpo humano contienen muchos electrólitos fuertes y débiles.

El agua es un disolvente muy efectivo de compuestos iónicos. Aunque el agua es una molécula eléctricamente neutra, tiene una región positiva (los átomos de H) y otra negativa (el átomo de O). Estas regiones se denominan “polos” positivo y negativo, por ello es un disolvente *polar*. Cuando un compuesto iónico como el cloruro de sodio se disuelve en agua, se destruye la red tridimensional de iones en el sólido. Los iones Na⁺ y Cl⁻ se separan mediante la **hidratación**, proceso en el que un ion se ve rodeado por moléculas de agua acomodadas de una manera específica. Cada ion Na⁺ se rodea de varias moléculas de agua con su polo negativo orientado hacia el catión. De igual manera, cada ion Cl⁻ está rodeado por varias moléculas de agua con su polo positivo orientado hacia este anión (figura 4.2). La hidratación ayuda a estabilizar los iones en disolución y evita que los cationes se combinen con los aniones.

Los ácidos y las bases también son electrólitos. Algunos ácidos, como el ácido clorhídrico (HCl) y el ácido nítrico (HNO₃), son electrólitos fuertes. Se supone que estos ácidos se ionizan completamente en agua. Por ejemplo, cuando el cloruro de hidrógeno gaseoso se disuelve en agua, forma iones H⁺ y Cl⁻ hidratados:



En otras palabras, *todas* las moléculas de HCl disueltas se separan en iones H⁺ y Cl⁻ hidratados. Así, cuando se escribe HCl(ac), se entiende que es una disolución que únicamente tiene iones H⁺(ac) y Cl⁻(ac) y que no hay moléculas de HCl hidratadas. Por otro lado, ciertos ácidos como el ácido acético (CH₃COOH), que le confiere el sabor al vinagre, no se ionizan por completo, es decir, son electrólitos débiles. La ionización del ácido acético se representa como



Hidratación

FIGURA 4.2 Hidratación de los iones Na⁺ y Cl⁻.

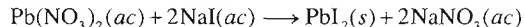
Existen diferentes tipos de equilibrio químico. En el capítulo 14 se revisará este tema tan importante.

donde CH_3COO^- , es el ion acetato. El término *ionización* se utiliza para describir la separación de ácidos y bases en iones. Al escribir la fórmula del ácido acético como CH_3COOH , se indica que el protón ionizable está en el grupo COOH .

La ionización del ácido acético se escribe con doble flecha para indicar que la **reacción es reversible**, es decir, *la reacción puede suceder en ambos sentidos*. Inicialmente, varias moléculas de CH_3COOH se separan en iones CH_3COO^- e H^+ . Con el tiempo, algunos iones CH_3COO^- e H^+ vuelven a combinarse para formar moléculas de CH_3COOH . Finalmente, se llega a un estado en el que las moléculas de ácido se ionizan con la misma rapidez con la que vuelven a combinarse los iones. A este estado químico, en el que no se observa cambio neto alguno (aunque a un nivel molecular continúa la actividad) se le llama *equilibrio químico*. El ácido acético es, entonces, un electrólito débil porque su ionización en agua es incompleta. En contraste, en una disolución de ácido clorhídrico los iones H^+ y Cl^- no tienden a volver a combinarse para formar HCl molecular. Por tanto, se utiliza una sola flecha para indicar que su ionización es completa.

4.2 Reacciones de precipitación

La **reacción de precipitación** es un tipo común de reacción en disolución acuosa que se caracteriza por la formación de un producto insoluble o precipitado. Un **precipitado** es un sólido insoluble que se separa de la disolución. En las reacciones de precipitación por lo general participan compuestos iónicos. Por ejemplo, cuando se agrega una disolución acuosa de nitrato de plomo [$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$] a una disolución acuosa de yoduro de sodio (NaI), se forma un precipitado amarillo de yoduro de plomo (PbI_2):



El nitrato de sodio queda en solución. La figura 4.3 muestra el progreso de esta reacción.



FIGURA 4.3 Formación de un precipitado amarillo de PbI_2 al agregar una disolución de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ a una disolución de NaI .

Solubilidad

¿Cómo se puede predecir la formación de un precipitado cuando se añade un compuesto a una disolución o cuando se mezclan dos disoluciones? Esto depende de la **solubilidad** del soluto, que se define como *la máxima cantidad de soluto que se disolverá en una cantidad dada de disolvente a una temperatura específica*. Los químicos describen a las sustancias como solubles, ligeramente solubles o insolubles en términos cualitativos. Se dice que una sustancia es soluble si se disuelve visiblemente una cantidad suficiente cuando se agrega al agua. Si no es así, la sustancia se describe como ligeramente soluble o insoluble. Aunque todos los compuestos iónicos son electrólitos fuertes, no todos tienen la misma solubilidad.

En la tabla 4.2 se clasifican algunos compuestos iónicos como solubles o insolubles. Sin embargo, conviene recordar que aun los compuestos insolubles se disuelven en un cierto grado. En la figura 4.4 se muestran varios precipitados.

En los ejemplos siguientes se aplican las reglas de solubilidad descritas en la tabla 4.2.

Ejemplo 4.1 Clasifique los siguientes compuestos iónicos como solubles o insolubles: a) sulfato de plata (Ag_2SO_4), b) carbonato de calcio (CaCO_3) y c) fosfato de sodio (Na_3PO_4).

Razonamiento y solución Se hace referencia a la tabla 4.2 para determinar cuáles compuestos son insolubles.



Reacciones de precipitación

Tabla 4.2 Reglas de solubilidad para compuestos iónicos comunes en agua a 25°C

Compuestos solubles	Excepciones
Compuestos que contengan iones de metales alcalinos (Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+) y el ion amonio (NH_4^+) Nitratos (NO_3^-), bicarbonatos (HCO_3^-) y cloratos (ClO_3^-) Halogenuros (Cl^- , Br^- , I^-) Sulfatos (SO_4^{2-})	Halogenuros de Ag^+ , Hg_2^{2+} y Pb^{2+} Sulfatos de Ag^+ , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Hg_2^{2+} y Pb^{2+}
Compuestos insolubles	Excepciones
Carbonatos (CO_3^{2-}), fosfatos (PO_4^{3-}), cromatos (CrO_4^{2-}), sulfuros (S^{2-}) Hidróxidos (OH^-)	Compuestos que contengan iones de metales alcalinos y el ion amonio Compuestos que contengan iones de metales alcalinos y el ion Ba^{2+}

a) De acuerdo con la tabla 4.2, el Ag_2SO_4 es insoluble. b) Éste es un carbonato y el Ca es un metal del grupo 2A; por tanto, el CaCO_3 es insoluble. c) El sodio es un metal alcalino (grupo 1A), entonces el Na_3PO_4 es soluble.

Problemas similares: 4.15, 4.16.

Ejercicio Clasifique los siguientes compuestos iónicos como solubles o insolubles; a) CuS , b) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, c) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$.

Ecuaciones moleculares y ecuaciones iónicas

La ecuación que describe la precipitación del yoduro de plomo de la página 108 se denomina **ecuación molecular** porque las fórmulas de los compuestos están escritas como si



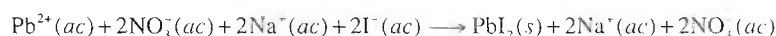
FIGURA 4.4 Aspecto de algunos precipitados. De izquierda a derecha: CdS , PbS , $\text{Ni}(\text{OH})_2$ y $\text{Al}(\text{OH})_3$.



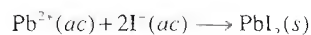
FIGURA 4.5 Formación del precipitado de BaSO_4 .

todas las especies existieran como moléculas o entidades completas. Una ecuación molecular es útil porque aclara la identidad de los reactivos (es decir, nitrato de plomo y yoduro de sodio). Si se quisiera llevar a cabo esta reacción en el laboratorio, ésta es la ecuación molecular que debería utilizarse. Sin embargo, una ecuación molecular no describe con exactitud lo que realmente está sucediendo a nivel microscópico.

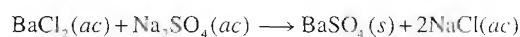
Como se señaló antes, cuando los compuestos iónicos se disuelven en agua, se separan por completo en los cationes y aniones que los componen. Por ello, para que las ecuaciones se apeguen más a la realidad, deberán indicar la disociación de los compuestos iónicos en sus iones. Así, regresando a la reacción entre yoduro de sodio y nitrato de plomo, se escribiría:



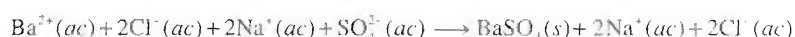
Esta ecuación ejemplifica una **ecuación iónica**, en la que se muestran las especies disueltas como iones libres. Una ecuación iónica también incluye a los **iones espectadores**, es decir, los iones que no participan en la reacción global, en este caso los iones Na^{+} y NO_3^{-} . Como los iones espectadores aparecen en ambos lados de la ecuación y no cambian durante la reacción química, se pueden cancelar. Para centrarse en los cambios que ocurren, se escribe la **ecuación iónica neta**, que únicamente muestra las especies que realmente participan en la reacción:



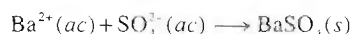
Analizando otro ejemplo, se observa que cuando se agrega una disolución acuosa de cloruro de bario (BaCl_2) a una disolución de sulfato de sodio (Na_2SO_4), se forma un precipitado blanco de sulfato de bario (BaSO_4) (figura 4.5). La ecuación molecular para esta reacción es



Y la ecuación iónica para la reacción es



Al cancelar los iones espectadores (Na^{+} y Cl^{-}) en ambos lados de la ecuación, se obtiene la ecuación iónica neta



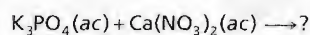
Los siguientes pasos resumen el procedimiento para escribir ecuaciones iónicas y iónicas netas.



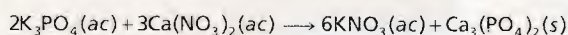
- Escriba una ecuación molecular balanceada para la reacción.
- Vuelva a escribir la ecuación para indicar los iones disociados que se forman en la disolución. Se supone que todos son electrólitos fuertes que, en solución, están completamente disociados en cationes y aniones. Este procedimiento conduce a la ecuación iónica.
- Identifique y cancele los iones espectadores en ambos lados de la ecuación para obtener la ecuación iónica neta.

Estos pasos se aplican en el ejemplo 4.2.

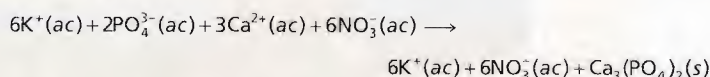
Ejemplo 4.2 Prediga los productos de la siguiente reacción y escriba la ecuación iónica neta de la reacción



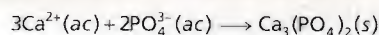
Razonamiento y solución Se analiza la tabla 2.3 para las cargas de los cationes y de los aniones. Cuando estos compuestos iónicos se disuelven en agua, forman los siguientes iones: K^+ , PO_4^{3-} , Ca^{2+} y NO_3^- . De acuerdo con la tabla 4.2, los iones Ca^{2+} y PO_4^{3-} pueden formar un compuesto insoluble, el fosfato de calcio [$Ca_3(PO_4)_2$]. Por tanto, ésta es una reacción de precipitación. El otro producto, el nitrato de potasio (KNO_3), es soluble y por tanto permanece en disolución. La ecuación molecular es



y la ecuación iónica es

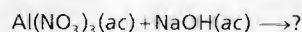


Cancelando los iones espectadores K^+ y NO_3^- , se obtiene la ecuación iónica neta



Observe que debido a que primero se hizo el balance de la ecuación molecular, la ecuación iónica neta queda balanceada en términos del número de átomos en ambos lados de la ecuación y de cargas positivas y negativas en el lado izquierdo.

Ejercicio Prediga el precipitado que se forma en la siguiente reacción y escriba la ecuación iónica neta para la reacción



Precipitado formado por la reacción entre $K_3PO_4(ac)$ y $Ca(NO_3)_2(ac)$.

Problemas similares: 4.17, 4.18.

En la sección La química en acción de la página 112, se estudian algunos problemas prácticos relacionados con las reacciones de precipitación.

4.3 Reacciones ácido-base

Los ácidos y las bases son tan comunes como la aspirina y la leche de magnesia, aunque mucha gente desconozca sus nombres químicos, ácido acetilsalicílico (aspirina) e hidróxido de magnesio (leche de magnesia). Además de ser la base de muchos productos medicinales y domésticos, la química de ácidos y bases es importante en los procesos industriales y es fundamental en los sistemas biológicos. Antes de estudiar las reacciones ácido-base, es necesario conocer las propiedades de los ácidos y de las bases.

Propiedades generales de ácidos y bases

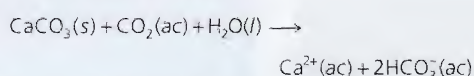
En la sección 2.7 se definió a los ácidos como sustancias que se ionizan en agua para formar iones H^+ y a las bases como sustancias que se ionizan en agua para formar iones OH^- . El químico sueco Svante Arrhenius¹ formuló estas definiciones a finales del siglo XIX para clasificar a las sustancias cuyas propiedades en disolución acuosa eran bien conocidas.

¹ Svante August Arrhenius (1859-1927). Químico sueco. Arrhenius hizo importantes contribuciones al estudio de la cinética química y de soluciones de electrolitos. También especuló acerca de que la vida en la Tierra llegó de otros planetas, teoría que hoy se conoce como *panspermia*. Arrhenius recibió el Premio Nobel de Química en 1903.

La química en acción

Una indeseable reacción de precipitación

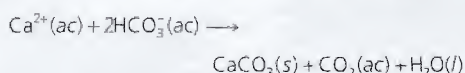
La piedra caliza (CaCO_3) y la dolomita ($\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$), que se encuentran bastante extendidas en la superficie de la Tierra, a menudo penetran en los suministros de agua. De acuerdo con la tabla 4.2, el carbonato de calcio es insoluble en agua. Sin embargo, en presencia de dióxido de carbono disuelto (de la atmósfera), el carbonato de calcio se transforma en bicarbonato de calcio soluble [$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$]:



donde HCO_3^- es el ion bicarbonato.

El agua que contiene iones Ca^{2+} y/o Mg^{2+} se conoce como *agua dura* y el agua que prácticamente está libre de estos iones recibe el nombre de *agua blanda*. El agua dura es inadecuada para algunos usos domésticos e industriales.

Cuando el agua que contiene iones Ca^{2+} y HCO_3^- se calienta o se hierve, se invierte la reacción de disolución para producir el precipitado de CaCO_3



y el dióxido de carbono gaseoso es expulsado de la disolución:



El carbonato de calcio sólido así formado es el componente principal de la incrustación que se acumula en



La incrustación en el calentador casi obtura esta tubería de agua caliente. El depósito consiste principalmente en CaCO_3 con algo de MgCO_3 .

los calentadores, calderas, tuberías y cafeteras. Esta gruesa capa de incrustación reduce la transferencia de calor y disminuye la eficiencia y durabilidad de calentadores, tuberías y utensilios. En las tuberías domésticas de agua caliente puede restringir o bloquear totalmente el flujo de agua. Para eliminar estos depósitos, los plomeros utilizan un método sencillo que consiste en introducir una pequeña cantidad de ácido clorhídrico, que reacciona con el CaCO_3 y lo disuelve:



De esta forma, el CaCO_3 se convierte en CaCl_2 soluble.



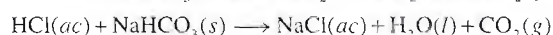
FIGURA 4.6 Un trozo de greda, que principalmente es CaCO_3 , reacciona con ácido clorhídrico.

Ácidos

- Los ácidos tienen sabor agrio; por ejemplo, el vinagre debe su sabor al ácido acético, y los limones y otros frutos cítricos contienen ácido cítrico.
- Los ácidos ocasionan cambios de color en los pigmentos vegetales; por ejemplo, cambian el color del papel tornasol de azul a rojo.
- Los ácidos reaccionan con algunos metales como el zinc, magnesio o hierro para producir hidrógeno gaseoso. Una reacción típica es la que sucede entre el ácido clorhídrico y el magnesio:



- Los ácidos reaccionan con los carbonatos y bicarbonatos, como Na_2CO_3 , CaCO_3 y NaHCO_3 , para formar dióxido de carbono gaseoso (figura 4.6). Por ejemplo,



- Las soluciones acuosas de los ácidos conducen la electricidad.

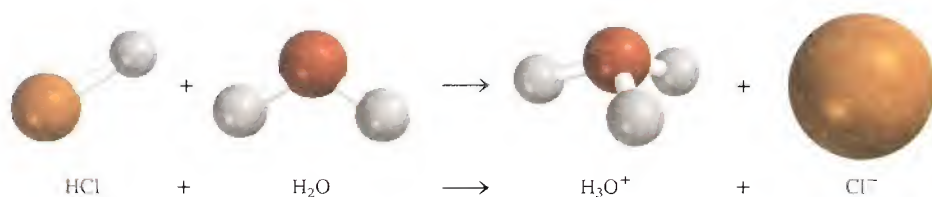


FIGURA 4.7 Ionización de HCl en agua para formar el ion hidronio y el ion cloruro.

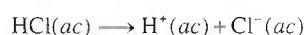
Bases

- Las bases tienen sabor amargo.
- Las bases se sienten resbaladizas; por ejemplo, los jabones, que contienen bases, muestran esta propiedad.
- Las bases producen cambios de color en los colorantes vegetales; por ejemplo, cambian el color del papel tornasol de rojo a azul.
- Las disoluciones acuosas de las bases conducen la electricidad.

Ácidos y bases de Brønsted

Las definiciones de Arrhenius de ácidos y bases son limitadas en el sentido de que sólo se aplican a disoluciones acuosas. En 1932, el químico danés Johannes Brønsted², propuso una definición más amplia de ácidos y bases que no requiere que estén en disolución acuosa. Un **ácido de Brønsted** es un donador de protones, y una **base de Brønsted** es un aceptor de protones.

El ácido clorhídrico es un ácido de Brønsted puesto que dona un protón al agua:



Observe que el ion H^+ es un átomo de hidrógeno que perdió su electrón, es decir, es únicamente un protón. El tamaño de un protón es de aproximadamente 10^{-15} m, mientras que el diámetro de un átomo o ion promedio es de 10^{-10} m. Con un tamaño tan pequeño, esta partícula cargada no puede existir como una entidad aislada en una disolución acuosa debido a su fuerte atracción por el polo negativo del H_2O (el átomo de O). Por consiguiente, el protón existe en forma hidratada, como se muestra en la figura 4.7. Así, la ionización del ácido clorhídrico deberá escribirse como



El *protón hidratado* H_3O^+ , se denomina **ion hidronio**. Esta ecuación muestra una reacción en la cual un ácido de Brønsted (HCl) dona un protón a una base de Brønsted (H_2O).

Los experimentos han demostrado que el ion hidronio se sigue hidratando, de manera que puede tener asociadas varias moléculas de agua. Como las propiedades ácidas del protón no se alteran por el grado de hidratación, por conveniencia, en este texto se usará $\text{H}^+(ac)$ para representar al protón hidratado, aunque la notación H_3O^+ es más cercana a la realidad. Recuerde que las dos notaciones representan la misma especie en disolución acuosa.

Entre los ácidos comúnmente utilizados en el laboratorio se encuentran el ácido clorhídrico (HCl), el ácido nítrico (HNO_3), el ácido acético (CH_3COOH), el ácido sulfúrico (H_2SO_4) y el ácido fosfórico (H_3PO_4). Los tres primeros son **ácidos monopróticos**, es decir, cada unidad de ácido libera un ion hidrógeno tras la ionización:

² Johannes Nicolaus Brønsted (1879-1947). Químico danés. Además de su teoría de ácidos y bases, Brønsted trabajó en termodinámica y en la separación de los isótopos de mercurio.

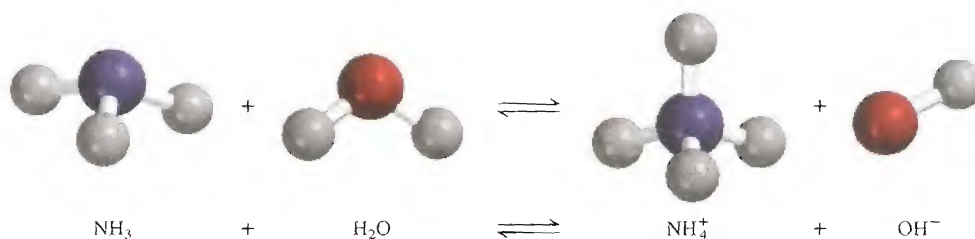
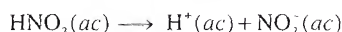
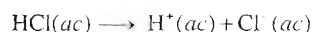
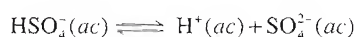
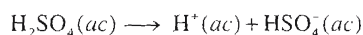


FIGURA 4.8 Ionización de amoníaco en agua para formar el ion amonio y el ion hidróxido.



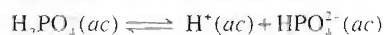
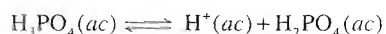
Como se mencionó antes, el ácido acético es un electrólito débil debido a que su ionización es incompleta (observe la doble flecha). Por esta razón se dice que es un ácido débil (véase tabla 4.1). Por otro lado, el HCl y el HNO_3 son ácidos fuertes porque son electrólitos fuertes, por lo que se ionizan completamente en disolución (observe el uso de las flechas sencillas).

El ácido sulfúrico (H_2SO_4) es un **ácido diprótico** porque *cada unidad del ácido produce dos iones H^+* en dos etapas:



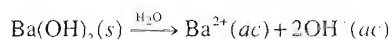
El H_2SO_4 es un electrólito fuerte o ácido fuerte (la primera etapa de ionización es completa), pero el HSO_4^- es un ácido débil o electrólito débil, y se requiere una doble flecha para representar su ionización incompleta.

Existen relativamente pocos **ácidos tripróticos**, los cuales producen tres iones H^+ . El ácido triprótico mejor conocido es el ácido fosfórico, cuyas ionizaciones son

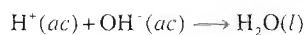


En este caso, las tres especies (H_3PO_4 , H_2PO_4^- y HPO_4^{2-}) son ácidos débiles y se utilizan dobles flechas para representar cada etapa de ionización. Los aniones H_2PO_4^- y HPO_4^{2-} están presentes en disoluciones acuosas de fosfatos, como NaH_2PO_4 y Na_2HPO_4 .

En la tabla 4.1 se muestra que el hidróxido de sodio (NaOH) y el hidróxido de bario [$\text{Ba}(\text{OH})_2$] son electrólitos fuertes. Esto significa que en disolución están completamente ionizados:



El ion OH^- puede aceptar un protón en la siguiente forma:



Por tanto, el ion OH^- es una base de Brønsted.

El amoníaco (NH_3) se clasifica como base de Brønsted porque puede aceptar un ion H^+ (figura 4.8):



El amoníaco es un electrólito débil (y por tanto, una base débil) porque sólo una pequeña fracción de las moléculas de NH_3 disueltas reacciona con agua para formar los iones NH_4^+ y OH^- .

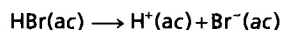
La base fuerte que más se utiliza en el laboratorio es el hidróxido de sodio. Es barato y soluble. (De hecho, todos los hidróxidos de metales alcalinos son solubles.) La base débil que más se utiliza en el laboratorio es la disolución acuosa de amoníaco, a la que en ocasiones se llama erróneamente hidróxido de amonio, ya que no hay evidencia que demuestre la existencia de la especie NH_4OH . Todos los elementos del grupo 2A forman hidróxidos del tipo $\text{M}(\text{OH})_2$, donde M denota un metal alcalinotérreo. De estos hidróxidos, sólo el $\text{Ba}(\text{OH})_2$ es soluble. Los hidróxidos de magnesio y de calcio se utilizan en medicina y en la industria. Los hidróxidos de otros metales, como $\text{Al}(\text{OH})_3$ y $\text{Zn}(\text{OH})_2$ son insolubles y se utilizan con menor frecuencia.

El siguiente ejemplo clasifica las sustancias como ácidos o bases de Brønsted.

Ejemplo 4.3 Clasifique cada una de las siguientes especies como un ácido o una base de Brønsted: a) HBr , b) NO_2^- y c) HCO_3^- .

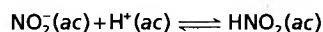
Razonamiento y solución Recuerde que un ácido de Brønsted debe contener por lo menos un protón ionizable. Si un compuesto o un ion no contiene átomos de H, no puede ser un ácido de Brønsted.

a) El HBr , un ácido fuerte, se disuelve en agua para formar iones H^+ y Br^- :



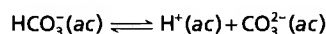
Por tanto, el HBr es un ácido de Brønsted.

b) El ion nitrito en disolución puede aceptar un protón para formar ácido nitroso:

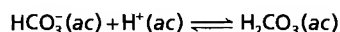


Esta propiedad hace al NO_2^- una base de Brønsted.

c) El ion bicarbonato es un ácido de Brønsted porque se ioniza en disolución de la siguiente manera:



También es una base de Brønsted porque puede aceptar un protón para formar ácido carbónico:



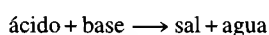
Comentario Se dice que la especie HCO_3^- es un anfótero porque posee ambas propiedades, ácidas y básicas. La doble flecha indica que ambas reacciones son reversibles.

Problemas similares: 4.27, 4.28.

Ejercicio Clasifique cada una de las siguientes especies como un ácido o una base de Brønsted: a) SO_4^{2-} , b) HI .

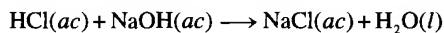
Neutralización ácido-base

Una **reacción de neutralización** es una reacción entre un ácido y una base. Generalmente, en las reacciones acuosas ácido-base se forma agua y una **sal**, que es un compuesto iónico formado por un catión distinto del H^+ y un anión distinto del OH^- u O^{2-} :

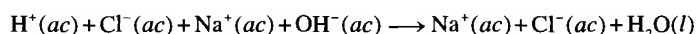


Por lo general, las reacciones ácido-base se completan.

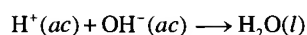
Todas las sales son electrolitos fuertes. La sustancia que se conoce como sal de mesa, NaCl, es un ejemplo familiar de una sal. Es el producto de la reacción ácido-base



Sin embargo, puesto que tanto el ácido como la base son electrolitos fuertes, están completamente ionizados en la disolución. La ecuación iónica es



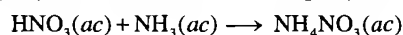
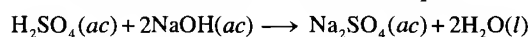
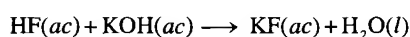
Por tanto, la reacción se puede representar por la ecuación iónica neta



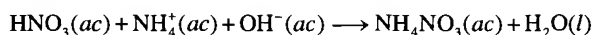
Tanto el Na^+ como el Cl^- son iones espectadores.

Si en la reacción anterior se hubiera iniciado con iguales cantidades molares del ácido y de la base, al final de la reacción únicamente se tendría una sal y no habría ácido o base remanentes. Ésta es una característica de las reacciones de neutralización ácido-base.

Los siguientes ejemplos también son reacciones de neutralización ácido-base, representadas por las ecuaciones moleculares:



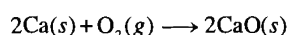
La última ecuación se ve distinta porque no muestra al agua como producto. Sin embargo, si el $\text{NH}_3(ac)$ se expresa como $\text{NH}_4^+(ac)$ y $\text{OH}^-(ac)$, como se mencionó antes, la ecuación se convierte en



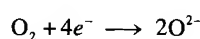
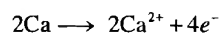
4.4 Reacciones de oxidación-reducción

Mientras que las reacciones ácido-base se caracterizan por un proceso de transferencia de protones, las *reacciones de oxidación-reducción*, o *reacciones redox*, se consideran como reacciones de *transferencia de electrones*. Las reacciones de oxidación-reducción forman una parte importante del mundo que nos rodea. Abarcan desde la combustión de combustibles fósiles hasta la acción de los blanqueadores domésticos. Asimismo, la mayoría de los elementos metálicos y no metálicos se obtienen a partir de sus minerales por procesos de oxidación o de reducción.

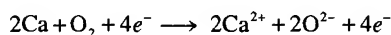
Muchas reacciones redox importantes se llevan a cabo en agua, pero esto no implica que todas las reacciones redox sucedan en medio acuoso. Considere, por ejemplo, la formación de óxido de calcio (CaO) a partir de calcio y oxígeno:



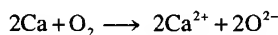
El óxido de calcio (CaO) es un compuesto iónico formado por iones Ca^{2+} y O^{2-} . En esta reacción, dos átomos de Ca ceden o transfieren cuatro electrones a dos átomos de O (en el O_2). Por conveniencia, este proceso se visualiza como dos etapas, una implica la pérdida de cuatro electrones por los dos átomos de Ca, y la otra, la ganancia de los cuatro electrones por una molécula de O_2 :



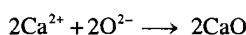
Cada una de estas etapas se denomina **semirreacción**, y explícitamente muestra los electrones transferidos en la reacción redox. La suma de las semirreacciones produce la reacción global:



o, si se cancelan los electrones que aparecen en ambos lados de la ecuación,



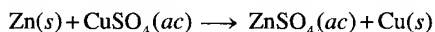
Por último, los iones Ca^{2+} y O^{2-} se combinan para formar CaO :



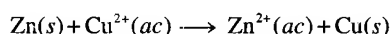
Por convenio, no se muestran las cargas en la fórmula de un compuesto iónico, por lo que el óxido de calcio normalmente se representa como CaO y no como $\text{Ca}^{2+} \text{O}^{2-}$.

El término **reacción de oxidación** se refiere a la *semirreacción que implica la pérdida de electrones*. Antiguamente, los químicos empleaban el término “oxidación” para expresar la combinación de elementos con oxígeno. Sin embargo, actualmente tiene un significado más amplio ya que también incluye reacciones en las que no participa el oxígeno. Una **reacción de reducción** es una *semirreacción que implica una ganancia de electrones*. En la formación del óxido de calcio, el calcio se oxida. Se dice que actúa como **agente reductor** porque *dona electrones* al oxígeno y hace que se reduzca. El oxígeno se reduce y actúa como un **agente oxidante** porque *acepta electrones* del calcio y hace que éste se oxide. Observe que la magnitud de la oxidación en una reacción redox debe ser igual a la magnitud de la reducción, es decir, el número de electrones que pierde un agente reductor debe ser igual al número de electrones ganados por un agente oxidante.

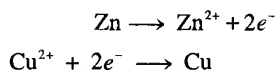
El proceso de transferencia de electrones es más notorio en unas reacciones redox que en otras. Cuando se agrega zinc metálico a una disolución que contiene sulfato de cobre(II) (CuSO_4), el zinc reduce al Cu^{2+} al donarle dos electrones:



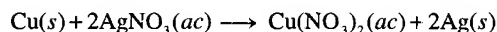
En el proceso, la disolución pierde el color azul que denota la presencia de iones Cu^{2+} hidratados (figura 4.9):



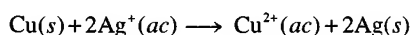
Las semirreacciones de oxidación y reducción son



De igual manera, el cobre metálico reduce a los iones plata en una disolución de nitrato de plata (AgNO_3):



o



Los agentes oxidantes siempre se reducen, mientras que los agentes reductores siempre se oxidan. Este principio puede resultar confuso, pero simplemente es una consecuencia de las definiciones de los dos procesos.

Un ejercicio mnemotécnico útil para el término redox es OEPREG: La Oxidación Es Pérdida (de electrones) y la Reducción es Ganancia (de electrones).

Número de oxidación

Las definiciones de oxidación y reducción, en términos de pérdida y ganancia de electrones, se aplican a la formación de compuestos iónicos como el CaO y a la reducción de iones Cu^{2+} por el Zn . Sin embargo, estas definiciones no se aplican a la formación del cloruro de hidrógeno (HCl) ni del dióxido de azufre (SO_2):

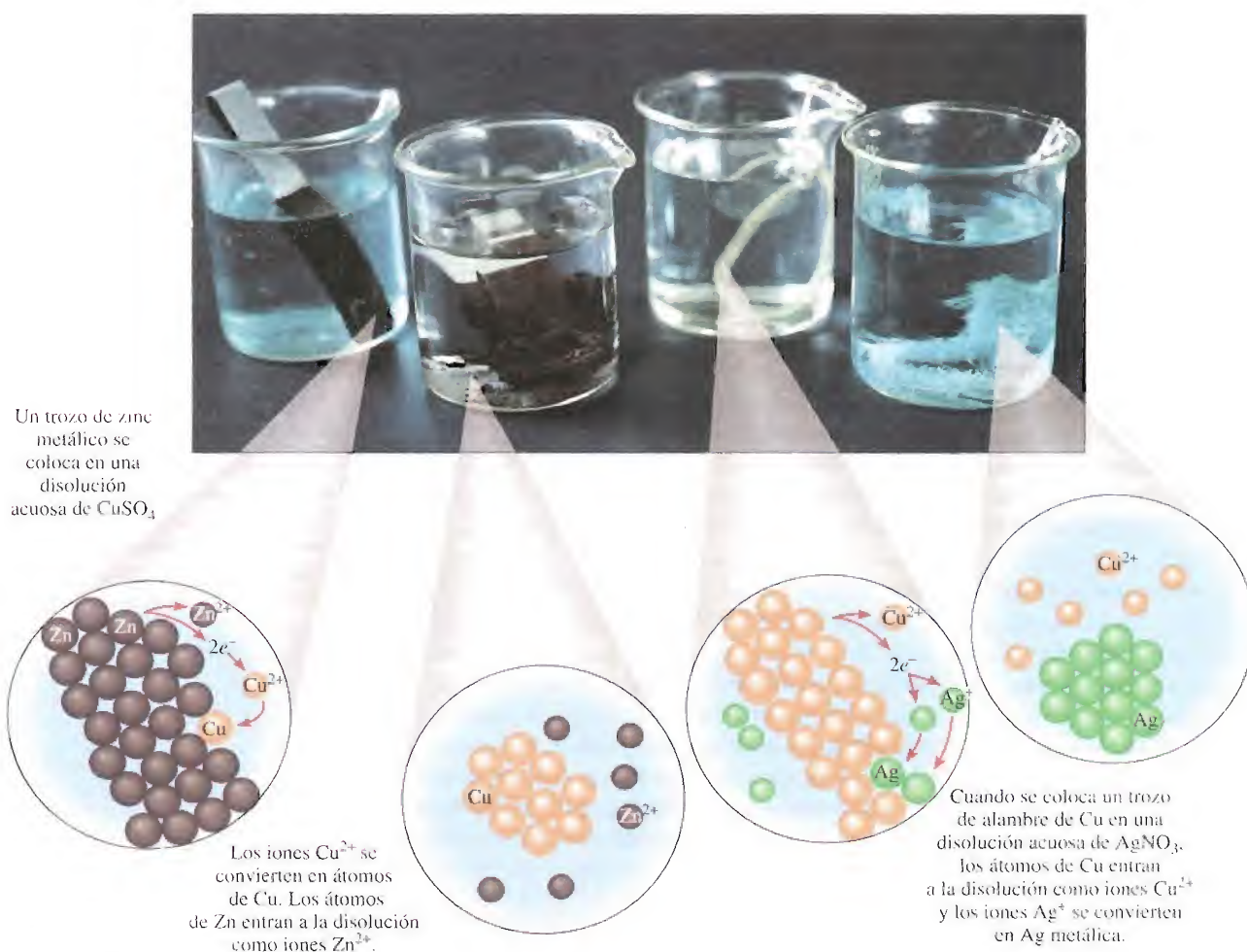
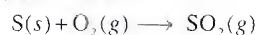
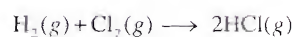
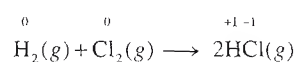


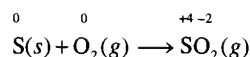
FIGURA 4.9 Reacciones de desplazamiento metálico en disolución.



Como el HCl y el SO_2 no son compuestos iónicos, sino moleculares, en realidad no se transfieren electrones durante la formación de estos compuestos, lo que sí sucede en el caso del CaO . No obstante, los químicos tratan estas reacciones como reacciones redox porque experimentalmente se observa que hay una transferencia parcial de electrones (del H al Cl en el HCl , y del S al O en el SO_2).

Para tener un seguimiento de los electrones en las reacciones redox, es conveniente asignar números de oxidación a los reactivos y productos. El **número de oxidación** de un átomo, también llamado **estado de oxidación**, significa el número de cargas que tendría un átomo en una molécula (o en un compuesto iónico) si los electrones fueran transferidos completamente. Por ejemplo, las ecuaciones anteriores para la formación de HCl y SO_2 se podrían escribir como:





Los números colocados encima de los símbolos de los elementos son los números de oxidación. En ninguna de las dos reacciones hay cargas en los átomos de las moléculas de reactivos. Por tanto, su número de oxidación es cero. Sin embargo, para las moléculas de los productos se supone que ha habido una transferencia completa de electrones y los átomos ganaron o perdieron electrones. Los números de oxidación reflejan el número de electrones “transferidos”.

Los números de oxidación permiten identificar, a simple vista, los elementos que se han oxidado y reducido. Los elementos que muestran un aumento en el número de oxidación, el hidrógeno y el azufre en los ejemplos anteriores, se han oxidado. El cloro y el oxígeno se han reducido, por lo que sus números de oxidación son menores que al inicio de la reacción. Observe que la suma de los números de oxidación del H y del Cl en el HCl (+1 y -1) es cero. Asimismo, si se añaden cargas (+4) en el S y en los dos átomos de O [$2 \times (-2)$], el total es cero. La razón de esto es que las moléculas de HCl y SO_2 son neutras y por tanto se deben cancelar las cargas.

En este texto se utilizan las siguientes reglas para asignar el número de oxidación:

1. En los elementos libres (es decir, en estado no combinado), cada átomo tiene un número de oxidación de cero. Así, cada átomo en H_2 , Br_2 , Na, Be, K, O_2 y P_4 tiene el mismo número de oxidación: cero.
2. Para los iones constituidos por un solo átomo (es decir, iones monoatómicos), el número de oxidación es igual a la carga del ion. Entonces, el ion Li^+ tiene un número de oxidación de +1; el ion Ba^{2+} , +2; el ion Fe^{3+} , +3; el ion I^- , -1; el ion O^{2-} , -2 y así sucesivamente. Todos los metales alcalinos tienen un número de oxidación de +1, y todos los metales alcalinotérreos tienen un número de oxidación de +2 en sus compuestos. El aluminio tiene un número de oxidación de +3 en todos sus compuestos.
3. El número de oxidación del oxígeno es -2 en la mayoría de los compuestos (por ejemplo, MgO y H_2O), pero en el peróxido de hidrógeno (H_2O_2) y en el ion peróxido (O_2^{2-}) es -1.
4. El número de oxidación del hidrógeno es +1, excepto cuando está enlazado con metales en compuestos binarios. En estos casos (por ejemplo, LiH , NaH , CaH_2), su número de oxidación es -1.
5. El flúor tiene un número de oxidación de -1 en *todos* sus compuestos. Los otros halógenos (Cl, Br y I) tienen números de oxidación negativos cuando se encuentran como iones halogenuro en los compuestos. Cuando están combinados con oxígeno, por ejemplo en los oxiaácidos y oxianiones (véase sección 2.7), tienen números de oxidación positivos.
6. En una molécula neutra, la suma de los números de oxidación de todos los átomos debe ser cero. En un ion poliatómico, la suma de los números de oxidación de todos los elementos debe ser igual a la carga neta del ion. Por ejemplo, en el ion amonio, NH_4^+ , el número de oxidación del N es -3 y el del H es +1. Por tanto, la suma de los números de oxidación es $-3 + 4(+1) = +1$, que es igual a la carga neta del ion.
7. Los números de oxidación no tienen que ser enteros. Por ejemplo, el número de oxidación del O en el ion superóxido, O_2^- es $-\frac{1}{2}$.

En el ejemplo 4.4 se aplican estas reglas para asignar números de oxidación.

Ejemplo 4.4 Asigne el número de oxidación a todos los elementos en los siguientes compuestos y en el ion: a) Li_2O , b) HNO_3 y c) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

Razonamiento y solución Para asignar el número de oxidación de los elementos se hace referencia a las reglas anteriores. Recuerde que la suma de los números de oxidación de los elementos en una especie debe ser igual a la carga neta de dicha especie.

a) De acuerdo con la regla 2, se ve que el litio tiene número de oxidación de +1 (Li^+) y el oxígeno tiene número de oxidación de -2 (O^{2-}).

b) Ésta es la fórmula del ácido nítrico que, en solución, forma un ion H^+ y un ion NO_3^- . De la regla 4 se ve que el H tiene un número de oxidación de +1, por tanto, el otro grupo (el ion nitrato) debe tener un número de oxidación de -1. Puesto que el oxígeno tiene un número de oxidación de -2, el número de oxidación del nitrógeno (señalado como x) está dado por

$$-1 = x + 3(-2)$$

$$\text{o} \quad x = +5$$

c) De la regla 6 se ve que la suma de los números de oxidación en el ion $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ debe ser -2. Se sabe que el número de oxidación del O es -2, así que todo lo que resta es determinar el número de oxidación del Cr, al cual se llamará y. La suma de los números de oxidación del ion es

$$-2 = 2(y) + 7(-2)$$

$$\text{o} \quad y = +6$$

Problemas similares: 4.43, 4.45.

Ejercicio Asignar números de oxidación a todos los elementos del compuesto y del ion siguientes: a) PF_3 , b) MnO_4^- .

En la figura 4.10 se muestran los números de oxidación conocidos de los elementos comunes, ordenados de acuerdo con sus posiciones en la tabla periódica. El contenido de esta figura se puede resumir así:

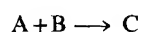
- Los elementos metálicos sólo tienen números de oxidación positivos, mientras que los elementos no metálicos pueden tener números de oxidación positivos o negativos.
- El máximo número de oxidación que puede tener un elemento de los grupos 1A al 7A es el número de su grupo en la tabla periódica. Por ejemplo, los halógenos están en el grupo 7A, por tanto su máximo número de oxidación posible es +7.
- Los metales de transición (grupos 1B, 3B al 8B) por lo general tienen varios números de oxidación.

Tipos de reacciones redox

Existen cuatro tipos comunes de reacciones redox: reacciones de combinación, reacciones de descomposición, reacciones de desplazamiento y reacciones de desproporción. Las reacciones de desplazamiento tienen una gran aplicación en la industria, por lo que se estudiarán con cierto detalle.

Reacciones de combinación

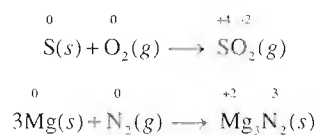
Una reacción de combinación puede representarse como



1 1A																	18 8A						
1 H +1 -1																	2 He						
2 2A																	13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A		
3 Li +1	4 Be +2																	5 B +3	6 C +4 -4	7 N +5 +4 +3 +2 +1 -3	8 O +2 -1 -2	9 F -1	10 Ne
11 Na +1	12 Mg +2																	13 Al +3	14 Si +4 -4	15 P +5 +3 -3	16 S +6 +4 +2 -2	17 Cl +7 +6 +5 +4 +3 +1 -1	18 Ar
		3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B												
19 K +1	20 Ca +2	21 Sc +3	22 Ti +4 +3 +2	23 V +5 +4 +3 +2	24 Cr +6 +5 +4 +3 +2	25 Mn +7 +6 +4 +3 +2	26 Fe +3 +2	27 Co +3 +2	28 Ni +2	29 Cu +2 +1	30 Zn +2	31 Ga +3	32 Ge +4 -4	33 As +5 +3 -3	34 Se +6 +4 -2	35 Br +5 +3 +1 -1	36 Kr +4 +2						
37 Rb +1	38 Sr +2	39 Y +3	40 Zr +4	41 Nb +5 +4	42 Mo +6 +5 +4 +3	43 Tc +7 +6 +4	44 Ru +8 +6 +4 +3	45 Rh +4 +3 +2	46 Pd +4 +2	47 Ag +1	48 Cd +2	49 In +3	50 Sn +4 +2	51 Sb +5 +3 -3	52 Te +6 +4 -2	53 I +7 +5 +1 -1	54 Xe +6 +4 +2						
55 Cs +1	56 Ba +2	57 La +3	72 Hf +4	73 Ta +5	74 W +6 +4	75 Re +7 +6 +4	76 Os +8 +4	77 Ir +4 +3	78 Pt +4 +2	79 Au +3 +1	80 Hg +2 +1	81 Tl +3 +1	82 Pb +4 +2	83 Bi +5 +3	84 Po +2	85 At -1	86 Rn						

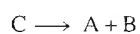
FIGURA 4.10 Los números de oxidación de los elementos en sus compuestos. Los números de oxidación más comunes están en color.

Si cualquiera de los reactivos A o B es un elemento, la reacción es de tipo redox por naturaleza. Las **reacciones de combinación** son aquellas en las que *dos o más sustancias se combinan para formar un solo producto*. En la figura 4.11 se muestran algunas reacciones de combinación características. Por ejemplo,



Reacciones de descomposición

Las reacciones de descomposición son lo opuesto de las reacciones de combinación. Concretamente, una **reacción de descomposición** es la *ruptura de un compuesto en dos o más componentes*:



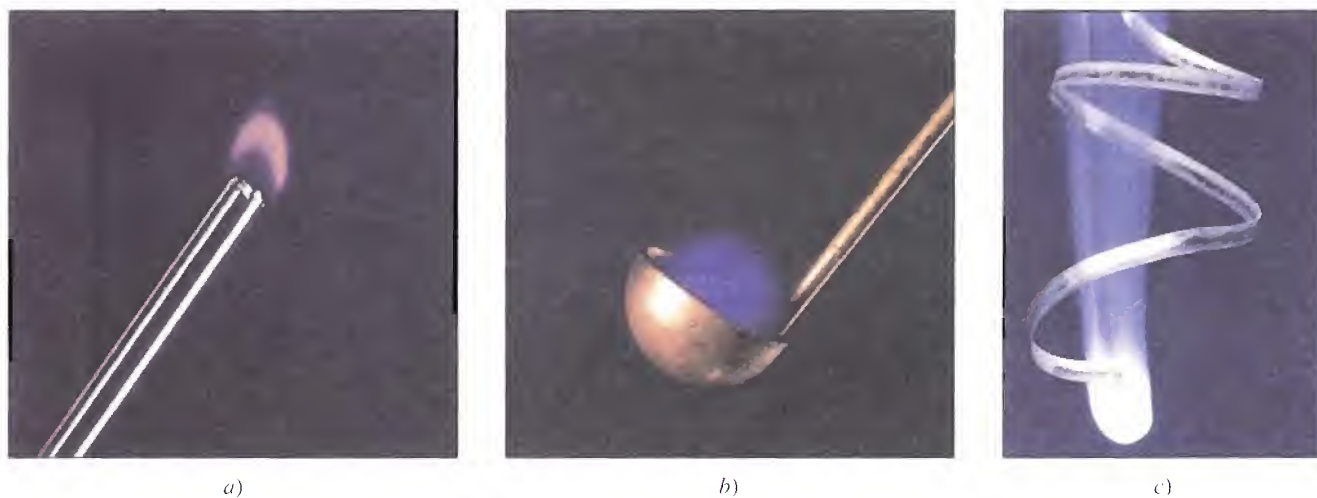
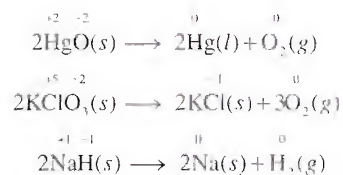


FIGURA 4.11 Algunas reacciones redox de combinación. a) Hidrógeno gaseoso quemándose en aire para formar agua. b) Azufre quemándose en aire para formar dióxido de azufre. c) Magnesio quemándose en aire para formar óxido de magnesio y nitruro de magnesio. d) Sodio quemándose en cloro para formar cloruro de sodio. e) Aluminio reaccionando con bromo para formar bromuro de aluminio.



Si cualquiera de los productos A o B es un elemento, entonces la reacción es redox por naturaleza (figura 4.12). Por ejemplo



Observe que sólo se indican los números de oxidación en los elementos que se oxidan o se reducen. Así, en la descomposición del KClO_3 no se indica el número de oxidación del potasio.

Reacciones de desplazamiento

En una **reacción de desplazamiento**, un ion (o átomo) de un compuesto se reemplaza por un ion (o átomo) de otro elemento:

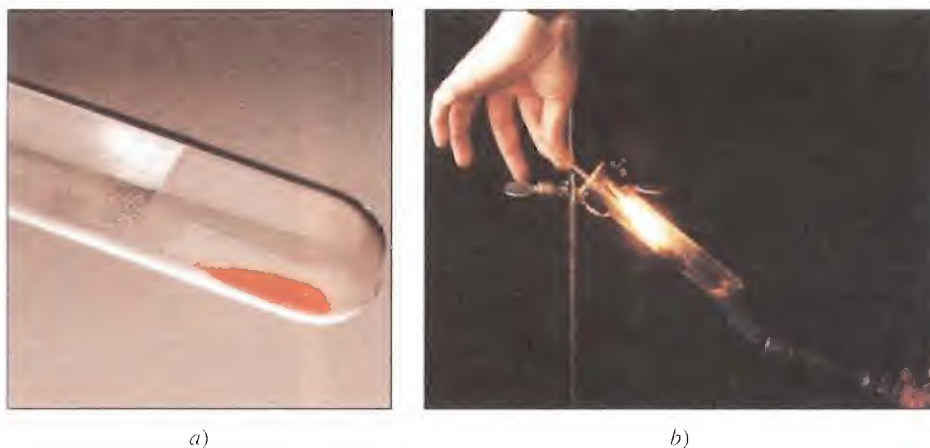
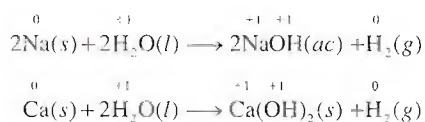


FIGURA 4.12 a) Con el calentamiento, el óxido de mercurio(II) (HgO) se descompone para formar mercurio y oxígeno. b) Al calentar el clorato de potasio (KClO_3) se forma oxígeno, que permite la combustión de la astilla.

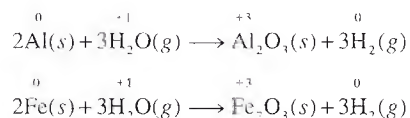


La mayoría de las reacciones de desplazamiento se agrupan en tres categorías: desplazamiento de hidrógeno, desplazamiento de metal y desplazamiento de halógeno.

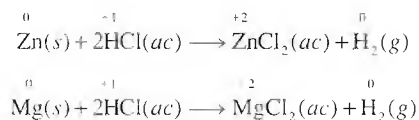
1. Desplazamiento de hidrógeno. Todos los metales alcalinos y algunos metales alcalinotérreos (Ca, Sr y Ba), que son los más reactivos de los elementos metálicos, desplazarán al hidrógeno del agua fría (figura 4.13):



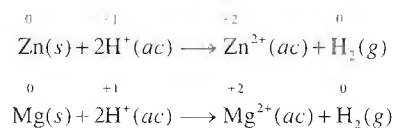
Los metales menos reactivos, como el aluminio y el hierro, reaccionan con vapor de agua para formar hidrógeno gaseoso:



Muchos metales, incluidos los que no reaccionan con el agua, son capaces de desplazar al hidrógeno de los ácidos. Por ejemplo, el zinc (Zn) y el magnesio (Mg) no reaccionan con el agua, pero sí con el ácido clorhídrico, como se muestra:



Las ecuaciones iónicas son



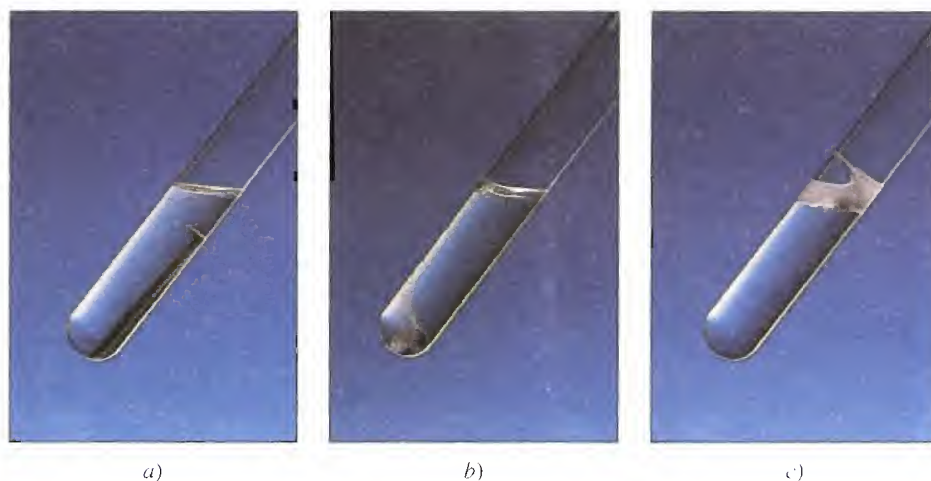
a)



b)

FIGURA 4.13 Reacciones de a) sodio (Na) y b) calcio (Ca) con agua fría. Observe que la reacción es más violenta con Na que con Ca.

FIGURA 4.14 Reacciones de a) hierro (Fe), b) zinc (Zn) y c) magnesio (Mg) con ácido clorhídrico para formar hidrógeno gaseoso y los cloruros metálicos (FeCl_2 , ZnCl_2 , MgCl_2). La reactividad de estos metales se manifiesta en la velocidad con que se desprende el hidrógeno gaseoso, que es más lenta para el metal menos reactivo, el Fe, y más rápida para el Mg, un metal más reactivo.



En la figura 4.14 se muestran las reacciones entre el ácido clorhídrico (HCl) y el hierro (Fe), el zinc (Zn) y el magnesio (Mg). Estas reacciones se utilizan para preparar hidrógeno gaseoso en el laboratorio. Algunos metales como cobre (Cu), plata (Ag) y oro (Au), no desplazan al hidrógeno cuando se ponen en contacto con ácido clorhídrico.

2. Desplazamiento de metal. Un metal de un compuesto también puede ser desplazado por otro metal en estado libre. Ya se han visto ejemplos de reemplazo de iones de cobre por zinc y de iones de plata por cobre (véase página 117). Si se invierten los papeles de los metales, la reacción no se lleva a cabo. Así, el cobre metálico no desplazará a los iones de zinc del sulfato de zinc y la plata metálica no desplazará a los iones de cobre del nitrato de cobre.

Una forma sencilla de predecir si realmente va a ocurrir una reacción de desplazamiento de un metal o una reacción de desplazamiento de hidrógeno, es referirse a una **serie de actividad** (algunas veces denominada *serie electroquímica*). Esta serie se muestra en la figura 4.15. Una serie de actividad es, básicamente, un *resumen conveniente de los resultados de muchas posibles reacciones de desplazamiento* semejantes a las ya descritas. De acuerdo con esta serie, cualquier metal que se ubique arriba del hidrógeno lo desplazará del agua o de un ácido, pero los metales situados abajo del hidrógeno no reaccionarán ni con agua ni con ácidos. De hecho, cualquier especie de la serie reaccionará con alguna otra especie (en un compuesto) que se encuentre abajo de ella. Por ejemplo, el Zn está arriba del Cu, por tanto, el zinc metálico desplazará a los iones cobre del sulfato de cobre.

Las reacciones de desplazamiento de metal tienen muchas aplicaciones en los procesos metalúrgicos, en los cuales es importante separar metales puros de sus minerales. Por ejemplo, el vanadio se obtiene por tratamiento de óxido de vanadio (V) con calcio metálico:



De igual manera, el titanio se obtiene a partir del cloruro de titanio (IV), de acuerdo con la reacción



En cada caso, el metal que actúa como agente reductor está situado arriba del metal que ha sido reducido (es decir, el Ca está arriba del V, y el Mg está arriba del Ti) en la serie de actividad. En el capítulo 20 se verán más ejemplos de este tipo de reacción.

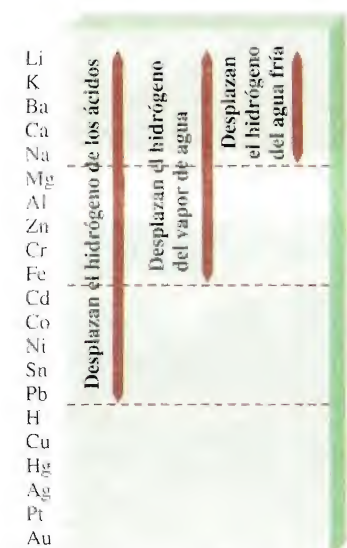


FIGURA 4.15 La serie de actividad de los metales. Los metales están ordenados de acuerdo con su capacidad para desplazar al hidrógeno de un ácido o del agua. El Li (litio) es el metal más reactivo y el Au (oro) es el menos reactivo.

FIGURA 4.17 Manufactura industrial de bromo líquido mediante la oxidación, con cloro gaseoso, de una disolución acuosa que contiene iones Br^- .



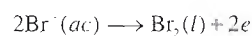
Las reacciones de desplazamiento de halógeno tienen una aplicación industrial directa. Los halógenos, como grupo, son los elementos no metálicos más reactivos. Todos ellos son agentes oxidantes fuertes. Como consecuencia, se encuentran en la naturaleza en forma combinada (con metales) como halogenuros pero nunca como elementos libres. De estos cuatro elementos, el cloro es, con mucho, la sustancia química industrial más importante. En 1999 su producción anual en Estados Unidos fue de 25 mil de millones de toneladas, ocupando el décimo lugar entre los productos químicos industriales más importantes. La producción anual de bromo es de sólo una centésima parte de la del cloro, y la producción de flúor y de yodo es aun menor.

Para recuperar los halógenos de sus halogenuros se requiere de un proceso de oxidación, el cual se representa como



donde X indica un halógeno. El agua de mar y la salmuera natural (por ejemplo, el agua subterránea en contacto con depósitos salinos) son fuentes ricas en iones Cl^- , Br^- y I^- . Los minerales como la fluorita (CaF_2) y la creolita (Na_3AlF_6) se utilizan en la obtención de flúor. Como el flúor es el agente oxidante más fuerte conocido, no hay manera de convertir los iones F^- en F_2 por medios químicos. La única manera de efectuar la oxidación es mediante procesos electrolíticos, que se estudiarán con detalle en el capítulo 19. El cloro, al igual que el flúor, se produce en la industria por medio de procesos electrolíticos.

El bromo se prepara industrialmente por la oxidación de iones Br^- con cloro, que es un agente oxidante lo suficientemente fuerte como para oxidar a los iones Br^- pero no al agua:



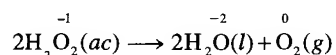
Una de las fuentes más ricas de iones Br^- es el Mar Muerto, aproximadamente 4 000 partes por millón (ppm) en masa de todas las sustancias disueltas es Br^- . Después de la oxidación de los iones Br^- , el bromo se separa de la solución insuflando aire sobre ella y, posteriormente, la mezcla de aire y bromo se enfría para condensar el bromo (figura 4.17).

El bromo es un líquido fumante de color rojizo.

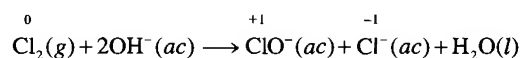
El yodo también se prepara a partir del agua de mar y de la salmuera natural, por oxidación de los iones I^- con cloro. Como invariablemente están presentes los iones Br^- y I^- en la misma fuente, ambos son oxidados con cloro. Sin embargo, es relativamente fácil separar el Br_2 del I_2 porque el yodo es un sólido escasamente soluble en agua. El proceso de insuflado de aire removerá la mayor parte del bromo formado, pero no afectará al yodo.

Reacción de desproporción

La reacción de desproporción (o de dismutación) es un tipo especial de reacción de desproporción redox. En una **reacción de desproporción**, un mismo elemento en un estado de oxidación se oxida y se reduce al mismo tiempo. En una reacción de desproporción un reactivo *siempre* contiene un elemento que puede tener por lo menos tres estados de oxidación. El elemento mismo está en un estado de oxidación intermedio, es decir, pueden existir estados de oxidación superior e inferior para el mismo elemento. La descomposición del peróxido de hidrógeno es un ejemplo de una reacción de desproporción:



Aquí, el número de oxidación del oxígeno en el reactivo (−1) puede aumentar a cero en el O_2 y, al mismo tiempo, disminuir a −2 en el H_2O . Otro ejemplo es la reacción entre el cloro molecular y el NaOH en disolución:



Esta reacción describe la formación de los agentes blanqueadores caseros. El ion hipoclorito (ClO^-) es el que oxida las sustancias coloridas en las manchas, convirtiéndolas en compuestos incoloros.

Por último, es interesante comparar las reacciones redox con las reacciones ácido-base. Ambas reacciones son similares en cuanto a que las reacciones ácido-base implican la transferencia de protones, en tanto que en las reacciones redox se transfieren electrones. Sin embargo, mientras que las reacciones ácido-base son fáciles de reconocer (ya que en ellas siempre participa un ácido y una base), no hay un procedimiento sencillo que permita identificar un proceso redox. La única manera segura es comparando los números de oxidación de todos los elementos presentes en los reactivos y los productos. Cualquier cambio en el número de oxidación *garantiza* que la reacción es de carácter redox, por naturaleza.

Los distintos tipos de reacciones redox se ilustran con los ejemplos siguientes.

Ejemplo 4.5 Clasifique las siguientes reacciones redox e indique los cambios ocurridos en los números de oxidación de los elementos:

- $2\text{N}_2\text{O}(g) \longrightarrow 2\text{N}_2(g) + \text{O}_2(g)$
- $6\text{Li}(s) + \text{N}_2(g) \longrightarrow 2\text{Li}_3\text{N}(s)$
- $\text{Ni}(s) + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2(ac) \longrightarrow \text{Pb}(s) + \text{Ni}(\text{NO}_3)_2(ac)$
- $2\text{NO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l) \longrightarrow \text{HNO}_2(ac) + \text{HNO}_3(ac)$

Razonamiento y solución a) Ésta es una reacción de descomposición ya que un solo tipo de reactivo se convierte en dos productos distintos. El número de oxidación del N cambia desde +1 a 0, mientras que el del O cambia de −2 a 0.

Elementos que es más probable que experimenten dismutación.

- b) Ésta es una reacción de combinación (dos reactivos forman un solo producto). El número de oxidación del Li cambia desde 0 a +1, mientras que el del N cambia de 0 a -3.
- c) Ésta es una reacción de desplazamiento de metal. El Ni metálico reemplaza (reduce) al ion Pb^{2+} . El número de oxidación del Ni aumenta desde 0 a +2 mientras que el del Pb disminuye desde +2 a 0.
- d) El número de oxidación del N es +4 en el NO_2 , +3 en HNO_2 y +5 en HNO_3 . Puesto que el número de oxidación del N aumenta y disminuye, ésta es una reacción de desproporción.

Problemas similares: 4.51, 4.52.

Ejercicio Identifique los siguientes tipos de reacciones redox:

- a) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2$
- b) $\text{S} + 3\text{F}_2 \longrightarrow \text{SF}_6$
- c) $2\text{CuCl} \longrightarrow \text{Cu} + \text{CuCl}_2$
- d) $2\text{Ag} + \text{PtCl} \longrightarrow 2\text{AgCl} + \text{Pt}$

En la sección La química en acción de la página 129 se describe la forma en que la ley hace uso de una reacción redox para aprehender a los conductores ebrios.

4.5 Concentración de disoluciones

Para estudiar la estequiometría en disoluciones, es necesario conocer la cantidad de los reactivos presentes en una disolución y saber controlar las cantidades utilizadas de reactivos para llevar a cabo una reacción en disolución acuosa.

La **concentración de una disolución** es la cantidad de soluto presente en una cantidad dada de disolvente o de disolución. (Para este análisis se supondrá que el soluto es un líquido o un sólido y el disolvente es un líquido). La concentración de una disolución se puede expresar en muchas formas distintas, como se verá en el capítulo 12. Aquí, se va a considerar una de las unidades más utilizadas en la química, la **molaridad (M)**, o **concentración molar**, que es el número de moles de soluto en 1 litro (L) de disolución. La molaridad se define por la ecuación

$$M = \text{molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de soln}} \quad (4.1)$$

donde “soln” significa “disolución”. Así, una disolución 1.46 molar de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), escrita como 1.46 M de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, contiene 1.46 moles de soluto ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) en 1 L de la disolución; una disolución 0.52 molar de urea $[(\text{NH}_2)_2\text{CO}]$, escrita como 0.52 M de $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$, contiene 0.52 moles de $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ (el soluto) en 1 L de disolución y así sucesivamente.

Por supuesto que no siempre se trabaja con volúmenes de disolución exactamente de 1 L. Esto no representa problema alguno si se hace la conversión del volumen de la disolución a litros. Así, una disolución de 500 mL que contiene 0.730 moles de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ también tiene una concentración 1.46 M:

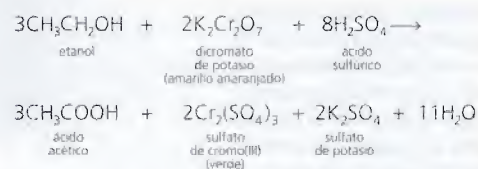
$$\begin{aligned} M = \text{molaridad} &= \frac{0.730 \text{ mol}}{0.500 \text{ L}} \\ &= 1.46 \text{ mol/L} = 1.46 \text{ M} \end{aligned}$$

La química en acción

Analizador del aliento

Cada año, en Estados Unidos mueren aproximadamente 25 000 personas y más de 50 000 resultan lesionadas a causa de los conductores ebrios. A pesar de los esfuerzos realizados para educar al público acerca del peligro que representa manejar cuando se está intoxicado y de las sanciones que se imponen a los conductores ebrios, las autoridades aún tienen mucho por hacer para quitar de las carreteras de este país a los conductores ebrios.

La policía utiliza a menudo un dispositivo llamado analizador de aliento para examinar a los conductores que se sospecha están ebrios. El fundamento químico de este dispositivo es una reacción redox. Una muestra de aliento del conductor se introduce en el analizador de aliento, donde se trata con una disolución ácida de dicromato de potasio. El alcohol (etanol) en el aliento es convertido en ácido acético, como se muestra en la siguiente ecuación:



En esta reacción, el etanol se oxida hasta ácido acético y el cromo(VI) del ion dicromato, de color amarillo anaranjado, se reduce a ion crómico(III), de color verde, (véase figura 4.22). El nivel de alcohol en la sangre del conductor se puede determinar fácilmente midiendo la magnitud de este cambio de color (el cual se lee en una escala calibrada del instrumento). El límite legal aceptado para el contenido de alcohol en la sangre en Estados Unidos es de 0.1% en masa. Cualquier valor que exceda este límite se considera como intoxicación.

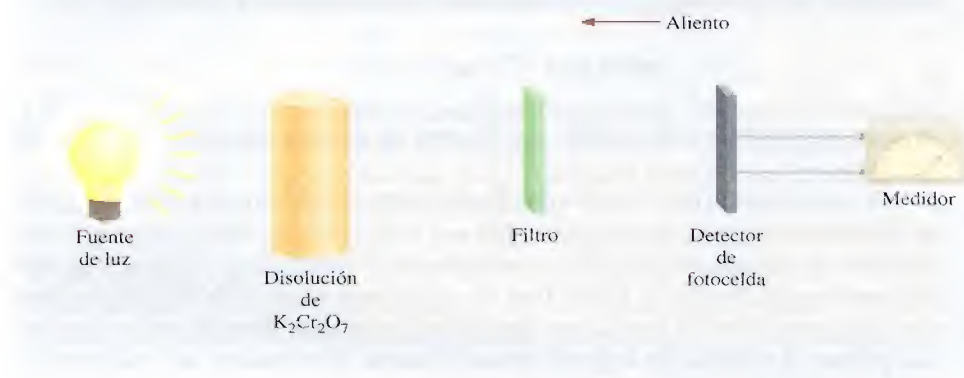
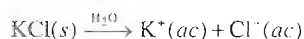


Diagrama de un analizador de aliento. El alcohol presente en el aliento del conductor se hace reaccionar con una disolución de dicromato de potasio. El cambio de absorción de luz se registra en el detector y se muestra en un dispositivo donde se lee directamente el contenido de alcohol en la sangre. El filtro selecciona la longitud de onda a la cual se hace la medición.

Como se puede ver, la unidad de molaridad es moles por litro, por lo que una disolución de 500 mL que contiene 0.730 moles de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ equivale a 1.46 mol/L o 1.46 M. Observe que, al igual que la densidad, la concentración es una propiedad intensiva, por lo que su valor no depende de la cantidad de disolución.

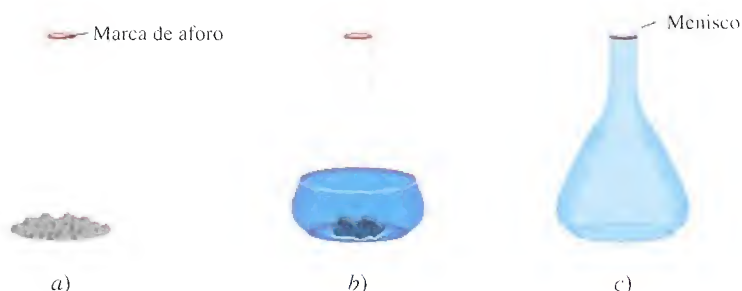
Es importante recordar que la molaridad sólo se refiere a la cantidad de soluto originalmente disuelto en agua y no toma en cuenta los procesos subsecuentes, como la disociación de una sal o la ionización de un ácido. Tanto la glucosa como la urea son no electrolitos, por lo que una disolución 1.00 M de urea tiene 1.00 mol de moléculas de urea en 1 L de disolución. Sin embargo, considere lo que sucede cuando una muestra de cloruro de potasio (KCl), un electrolito fuerte, se disuelve en suficiente agua para hacer una disolución 1 M:



Puesto que el KCl es un electrolito fuerte, se disocia totalmente en la disolución. Entonces, una disolución de KCl 1 M contiene 1 mol de iones K^+ y 1 mol de iones Cl^- ; no hay unidades de KCl presentes. La concentración de los iones puede expresarse como $[\text{K}^+] =$

El número de moles está dado por el producto del volumen (L) la molaridad

FIGURA 4.18 Procedimiento para preparar una disolución de molaridad conocida. a) Una cantidad conocida de un soluto sólido se coloca en el matraz volumétrico; en seguida se añade agua utilizando un embudo. b) El matraz se agita suavemente para que el sólido se disuelva poco a poco. c) Una vez que el sólido se ha disuelto por completo, se agrega más agua hasta el nivel de la marca de aforo. Conociendo el volumen de la disolución y la cantidad de soluto disuelto, se puede calcular la molaridad de la solución preparada.



1 M y $[\text{Cl}^-] = 1 \text{ M}$, donde los corchetes [] indican que la concentración está expresada en molaridad. En forma similar, en una disolución 1 M de nitrato de bario $[\text{Ba}(\text{NO}_3)_2]$



se tiene que $[\text{Ba}^{2+}] = 1 \text{ M}$ y $[\text{NO}_3^-] = 2 \text{ M}$, pero de ninguna manera hay unidades de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$.

Por lo general, es más conveniente medir el volumen de un líquido que determinar su masa.



Preparación de una disolución

El procedimiento para preparar una disolución de molaridad conocida es el siguiente. Primero, el soluto se pesa con exactitud y se transfiere a un matraz volumétrico por medio de un embudo (figura 4.18). A continuación se añade agua al matraz y se agita suavemente para disolver el sólido. Una vez que *todo* el sólido se ha disuelto, se añade más agua para llevar el nivel de la disolución exactamente hasta la marca de aforo. Conociendo el volumen de la disolución en el matraz y la cantidad del compuesto (el número de moles) disuelto, se puede calcular la molaridad de la disolución empleando la ecuación (4.1). Observe que en este procedimiento no es necesario conocer la cantidad de agua agregada, en tanto se conozca el volumen final de la disolución.

El ejemplo 4.6 muestra cómo preparar una disolución de molaridad conocida.



Disolución de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Ejemplo 4.6 ¿Cuántos gramos de dicromato de potasio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) se requieren para preparar 250 mL de una disolución cuya concentración sea 2.16 M?

Razonamiento y solución Para este problema es necesario hacer la conversión de volumen y concentración a número de moles y, después, a gramos. Primero se determina el número de moles de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ que hay en 250 mL de disolución 2.16 M:

$$\begin{aligned} \text{moles de } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 &= 250 \text{ mL soln} \times \frac{2.16 \text{ mol } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1000 \text{ mL soln}} \\ &= 0.540 \text{ mol } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \end{aligned}$$

La masa molar del $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ es 294.2 g, por lo que, la masa necesaria se calcula



FIGURA 4.19 En la dilución de una disolución más concentrada a) a una menos concentrada b) no cambia el número total de partículas (18) de soluto.

$$\begin{aligned}\text{gramos de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \text{ requeridos} &= 0.540 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \times \frac{294.2 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \\ &= 159 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7\end{aligned}$$

Problemas similares: 4.58, 4.59.

Ejercicio ¿Cuál es la molaridad de una disolución de 85.0 mL de etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) que contiene 1.77 g de etanol?

Dilución de disoluciones

Las disoluciones concentradas que no se utilizan normalmente, se guardan en el almacén del laboratorio. Con frecuencia estas disoluciones “de reserva” se diluyen antes de utilizarlas. La **dilución** es el procedimiento que se sigue para preparar una disolución menos concentrada a partir de una más concentrada.

Suponga que se desea preparar 1 L de una disolución de KMnO_4 0.400 M a partir de una disolución de KMnO_4 1.00 M. Para ello se necesitan 0.400 moles de KMnO_4 . Puesto que hay 1.00 moles de KMnO_4 en 1 L (o 1 000 mL) de una disolución 1.00 M, en $0.400 \times 1\,000 \text{ mL}$ o 400 mL, de la misma disolución, habrá 0.400 moles de KMnO_4 :

$$\frac{1.00 \text{ mol}}{1\,000 \text{ mL soln}} = \frac{0.400 \text{ mol}}{400 \text{ mL soln}}$$

Por tanto, se deben tomar 400 mL de la disolución de KMnO_4 1.00 M y diluirlos hasta 1 000 mL adicionando agua (en un matraz volumétrico de 1 L). Este método da 1 L de la solución deseada de KMnO_4 0.400 M.

Al efectuar un proceso de dilución, conviene recordar que al agregar más disolvente a una cantidad dada de la disolución concentrada, su concentración cambia (disminuye) sin que cambie el número de moles de soluto presente en la disolución (figura 4.19). En otras palabras,

$$\text{moles de soluto antes de la dilución} = \text{moles de soluto después de la dilución}$$

Puesto que la molaridad se define como los moles de soluto en un litro de disolución, el número de moles de soluto está dado por

$$\underbrace{\frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de soln}}}_M \times \underbrace{\text{volumen de soln (en litros)}}_V = \text{moles de soluto}$$



Das disoluciones de KMnO_4 de diferente concentración.

o

$$MV = \text{moles de soluto}$$

Como todo el soluto proviene de la disolución concentrada original, se concluye que

$$\begin{array}{ccc} M_i V_i & = & M_f V_f \\ \text{Moles de soluto} & & \text{moles de soluto} \\ \text{antes de la dilución} & & \text{después de la dilución} \end{array} \quad (4.2)$$

donde M_i y M_f son las concentraciones molares de la disolución inicial y final, y V_i y V_f son los volúmenes respectivos de la disolución inicial y final. Desde luego, las unidades de V_i y V_f deben ser las mismas (mL o L) para que los cálculos funcionen. Para verificar que los resultados sean razonables, se debe asegurar que $M_i > M_f$ y $V_i < V_f$.

En el siguiente ejemplo se muestra la aplicación de la ecuación (4.2).

Ejemplo 4.7 Describa cómo prepararía 5.00×10^2 mL de una disolución de H_2SO_4 1.75 M, a partir de una disolución concentrada de H_2SO_4 8.61 M.

Razonamiento y solución Como la concentración de la disolución final es menor que la de la disolución original, éste es un proceso de dilución. Se inician los cálculos anotando los datos del modo siguiente:

$$\begin{array}{ll} M_i = 8.61 \text{ M} & M_f = 1.75 \text{ M} \\ V_i = ? & V_f = 5.00 \times 10^2 \text{ mL} \end{array}$$

Sustituyendo en la ecuación (4.2)

$$\begin{aligned} (8.61 \text{ M})(V_i) &= (1.75 \text{ M})(5.00 \times 10^2 \text{ mL}) \\ V_i &= \frac{(1.75 \text{ M})(5.00 \times 10^2 \text{ mL})}{8.61 \text{ M}} \\ &= 102 \text{ mL} \end{aligned}$$

Por tanto, para obtener la concentración deseada se deben diluir 102 mL de la disolución de H_2SO_4 8.61 M con suficiente agua para obtener un volumen final de 5.00×10^2 mL en un matraz volumétrico de 500 mL.

Comentario El volumen final es mayor que el volumen inicial, por lo tanto la respuesta es razonable.

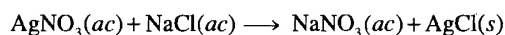
Ejercicio ¿Cómo prepararía 2.00×10^2 mL de una disolución de NaOH 0.866 M, a partir de una disolución concentrada 5.07 M?

Ahora que se ha estudiado la concentración y dilución de las disoluciones, se analizarán los aspectos cuantitativos de las reacciones que ocurren en disolución acuosa, es decir, la *estequiometría de las disoluciones*. Las secciones 4.6 a 4.8 se centran en dos técnicas para estudiar la estequiometría de las disoluciones: el análisis gravimétrico y la valoración. Estas dos técnicas son las herramientas básicas del **análisis cuantitativo**, que se ocupa de la *determinación de la cantidad o concentración de una sustancia en una muestra*.

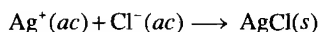
4.6 Análisis gravimétrico

El **análisis gravimétrico** es una técnica analítica que se basa en la medición de masa. Un tipo de experimento en análisis gravimétrico implica la formación, separación y determinación de la masa de un precipitado. Generalmente este procedimiento se aplica a compuestos iónicos. Una muestra de una sustancia de composición desconocida se disuelve en agua y se convierte en precipitado al hacerla reaccionar con otra sustancia. El precipitado se filtra, se seca y se pesa. Conociendo la masa y la fórmula química del precipitado formado, es posible calcular la masa de un componente químico determinado (es decir, el catión o el anión) en la muestra original. Por último, a partir de la masa del componente y de la masa de la muestra original, se determina la composición porcentual en masa del componente en el compuesto original.

La siguiente reacción se estudia con mucha frecuencia en el análisis gravimétrico debido a que los reactivos se pueden obtener en forma pura



La ecuación iónica neta es



El precipitado es el cloruro de plata (véase tabla 4.2). Por ejemplo, si se quiere determinar *experimentalmente* el porcentaje en masa de Cl en una muestra de NaCl, primero se pesará con exactitud la muestra de NaCl y luego se disolverá en agua. A continuación se agrega suficiente disolución de AgNO_3 a la disolución de NaCl para precipitar, como AgCl, todos los iones Cl^- que se encuentren en la disolución. En este procedimiento, el NaCl es el reactivo limitante y el AgNO_3 es el reactivo en exceso. El precipitado de AgCl se separa de la disolución por filtración, se seca y se pesa. Con los datos de la masa de AgCl se puede calcular la masa de Cl, utilizando para ello el porcentaje en masa de Cl en el AgCl. Puesto que esta misma cantidad de Cl estaba presente en la muestra original de NaCl, se puede calcular el porcentaje en masa de Cl en el NaCl. En la figura 4.20 se muestra este procedimiento.

El análisis gravimétrico es una técnica muy exacta, ya que la masa de la muestra se puede medir con bastante exactitud. Sin embargo, este procedimiento sólo puede aplicarse en reacciones que llegan a completarse o tienen un rendimiento cercano al 100%. Así, si el AgCl fuera ligeramente soluble en lugar de ser insoluble, no sería posible eliminar todos los iones Cl^- de la disolución de NaCl y los cálculos subsecuentes serían erróneos.

El siguiente ejemplo muestra los cálculos implicados en un experimento gravimétrico.

Ejemplo 4.8 Una muestra de 0.5662 g de un compuesto iónico que contiene iones cloruro y un metal desconocido se disuelve en agua y se trata con un exceso de AgNO_3 . Si se forma un precipitado de AgCl que pesa 1.0882 g, ¿cuál es el porcentaje en masa de Cl en el compuesto original?

Razonamiento y solución Primero se determina la masa del Cl en el AgCl (que es, también la masa de Cl en el compuesto original debido a que todos los iones Cl^- se convierten en AgCl) de acuerdo con el procedimiento del ejemplo 3.10. Se multiplica la masa de AgCl por el porcentaje en masa de Cl en el AgCl:

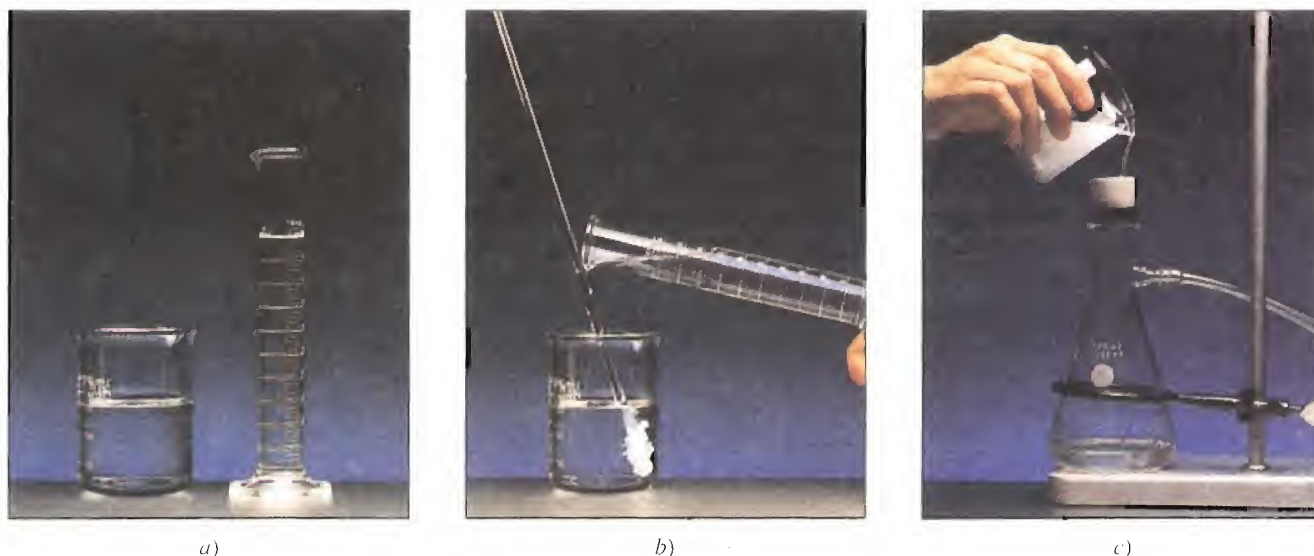


FIGURA 4.20 Etapas fundamentales del análisis gravimétrico. a) Una disolución que contiene una cantidad conocida de NaCl en un vaso de precipitados. b) Precipitación de AgCl al agregar una disolución de AgNO₃ por medio de una probeta. En esta reacción, el AgNO₃ es el reactivo en exceso y el NaCl es el reactivo limitante. c) La disolución que contiene el precipitado de AgCl se filtra a través de un crisol de disco sinterizado previamente pesado, que permite el paso del líquido (pero no del precipitado). El crisol se quita del aparato, se seca en una estufa y se pesa de nuevo. La diferencia entre esta masa y la del crisol vacío es la masa del precipitado de AgCl.

$$\begin{aligned} \text{masa de Cl} &= 1.0882 \text{ g AgCl} \times \frac{1 \text{ mol AgCl}}{143.4 \text{ g AgCl}} \times \frac{1 \text{ mol Cl}}{1 \text{ mol AgCl}} \times \frac{35.45 \text{ g Cl}}{1 \text{ mol Cl}} \\ &= 0.2690 \text{ g Cl} \end{aligned}$$

A continuación se calcula el porcentaje en masa del Cl en la muestra desconocida

$$\begin{aligned} \% \text{ en masa de Cl} &= \frac{\text{masa de Cl}}{\text{masa de la muestra}} \times 100\% \\ &= \frac{0.2690 \text{ g}}{0.5662 \text{ g}} \times 100\% \\ &= 47.51\% \end{aligned}$$

Problema similar: 4.74.

Comentario Para comparar, calcule el porcentaje en masa de Cl en el KCl.

Ejercicio Una muestra de 0.3220 g de un compuesto iónico que contiene el ion bromuro (Br⁻) se disuelve en agua y se trata con un exceso de AgNO₃. Si la masa del precipitado de AgBr formado es de 0.6964 g, ¿cuál es el porcentaje en masa de Br en el compuesto original?

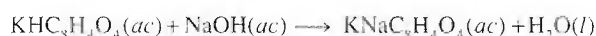
Observe que el análisis gravimétrico no establece totalmente la identidad de la sustancia desconocida. Así, en el ejemplo 4.8 no se sabe cuál es el catión. Sin embargo, conocer el porcentaje en masa de Cl ayuda bastante a limitar las posibilidades. Como no

hay dos compuestos que teniendo el mismo anión (o catión) tengan la misma composición porcentual en masa, la comparación del porcentaje en masa obtenido del análisis gravimétrico con la masa calculada a partir de una serie de compuestos conocidos revelará la identidad del compuesto desconocido.

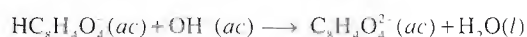
4.7 Valoraciones ácido-base

Los estudios cuantitativos de las reacciones de neutralización ácido-base se llevan a cabo en forma adecuada por medio de una técnica conocida como valoración. En una **valoración**, una disolución de concentración exactamente conocida, denominada **disolución patrón**, se agrega en forma gradual a otra disolución de concentración desconocida hasta que la reacción química entre las dos disoluciones se complete. Si se conoce el volumen de la disolución patrón y de la disolución desconocida que se utilizaron en la valoración, además de conocer la concentración de la disolución patrón, se puede calcular la concentración de la disolución desconocida.

El hidróxido de sodio es una de las bases más utilizadas en el laboratorio. Sin embargo, es difícil obtener el hidróxido de sodio sólido en forma pura porque tiende a absorber agua del aire y sus disoluciones reaccionan con dióxido de carbono. Por ello, una disolución de hidróxido debe ser *valorada* antes de utilizarse en un trabajo analítico preciso. Las disoluciones de hidróxido de sodio se pueden valorar al titularlas contra una disolución ácida de concentración exactamente conocida. El ácido que se elige con mayor frecuencia es un ácido monoprótico llamado ftalato ácido de potasio (KHF), cuya fórmula molecular es $\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$. El KHF es un sólido blanco, soluble, que se consigue comercialmente en forma muy pura. La reacción entre el KHF y el hidróxido de sodio es



y la ecuación iónica neta es



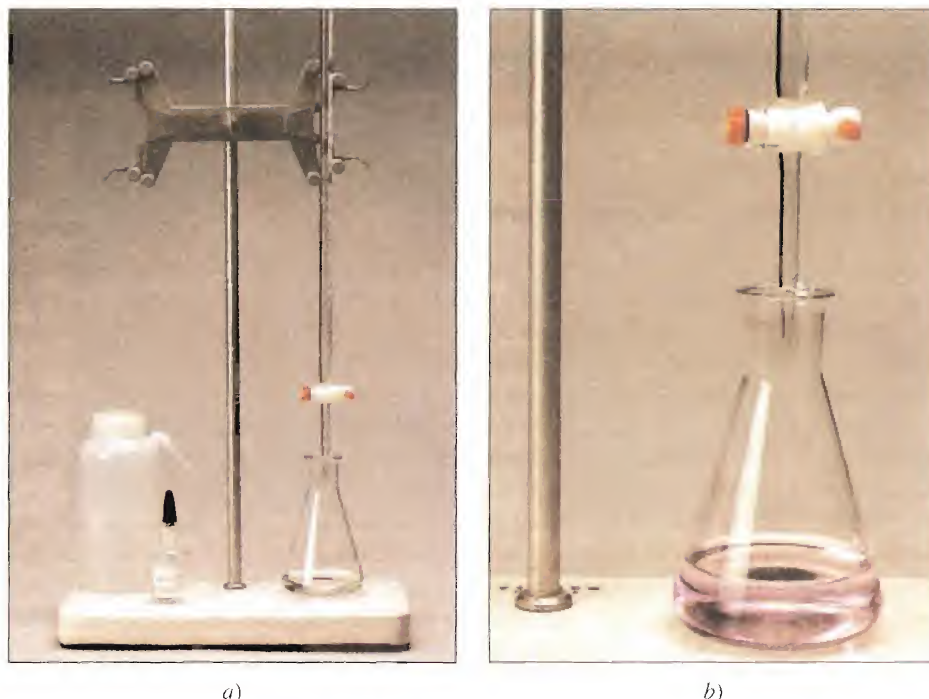
El procedimiento para la valoración se muestra en la figura 4.21. Primero se transfiere a un matraz Erlenmeyer una cantidad conocida de KHF y se le agrega algo de agua destilada para disolverlo. A continuación se le agrega cuidadosamente una disolución de NaOH contenida en una bureta hasta que se alcanza el **punto de equivalencia**, es decir, *el punto en el cual el ácido ha reaccionado o neutralizado completamente a la base*. El punto de equivalencia se detecta por un cambio brusco de color de un indicador que se ha añadido a la disolución del ácido. En las valoraciones ácido-base, los **indicadores** son sustancias que tienen colores muy distintos en medios ácido y básico. La fenolftaleína es un indicador muy utilizado que en medio ácido o neutro es incoloro pero adquiere un color rosa intenso en disoluciones básicas. En el punto de equivalencia, todo el KHF presente ha sido neutralizado por el NaOH añadido y la disolución sigue siendo incolora. Sin embargo, con una sola gota más de la disolución de NaOH de la bureta, la disolución de inmediato se torna de un color rosa intenso porque ahora es básica. En el ejemplo 4.9 se ilustra esta valoración.



Ftalato ácido de potasio.

Ejemplo 4.9 En un experimento de valoración, un estudiante encuentra que se necesitan 0.5468 g de KHF para neutralizar completamente 23.48 mL de una disolución de NaOH. ¿Cuál es la concentración (en molaridad) de la disolución de NaOH?

FIGURA 4.21 a) Aparato para realizar una valoración ácido-base. Una disolución de NaOH, contenida en la bureta, se agrega a una disolución de ftalato ácido de potasio (KHF) del matraz Erlenmeyer. b) Al llegar al punto de equivalencia se observa una tenue coloración rosa. El color se ha intensificado aquí con fines ilustrativos.



Razonamiento y solución A partir de la ecuación balanceada puede verse que 1 mol de KHF neutraliza 1 mol de NaOH. Por tanto, el número de moles que hay en 0.5468 g de KHF indica el número de moles de NaOH en 23.48 mL de la disolución. Con esta información puede calcularse el número de moles de NaOH en 1 000 mL o en 1 L de disolución y, por tanto, la molaridad.

Primero se calcula el número de moles de KHF utilizados en la valoración:

$$\begin{aligned}\text{moles de KHF} &= 0.5468 \text{ g KHF} \times \frac{1 \text{ mol KHF}}{204.2 \text{ g KHF}} \\ &= 2.678 \times 10^{-3} \text{ mol KHF}\end{aligned}$$

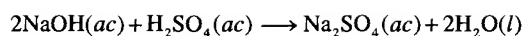
Como 1 mol de KHF \approx 1 mol de NaOH, debe haber 2.678×10^{-3} moles de NaOH en 23.48 mL de la disolución de NaOH. Por último, se calcula la molaridad de esta disolución como sigue:

$$\begin{aligned}\text{molaridad de la disolución de NaOH} &= \frac{2.678 \times 10^{-3} \text{ mol NaOH}}{23.48 \text{ mL soln}} \times \frac{1\,000 \text{ mL soln}}{1 \text{ L soln}} \\ &= 0.1141 \text{ M}\end{aligned}$$

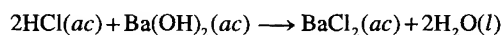
Problemas similares: 4.79, 4.80.

Ejercicio ¿Cuántos gramos de KHF se necesitan para neutralizar 18.64 mL de una disolución de NaOH 0.1004 M?

La reacción de neutralización entre NaOH y KHF es uno de los tipos más sencillos de reacciones ácido-base que se conocen. Suponga, sin embargo, que en lugar de KHF, se quisiera utilizar en la valoración un ácido diprótico, como el H_2SO_4 . La reacción se puede representar como



Como 2 moles de NaOH \approx 1 mol de H_2SO_4 , se necesita el doble de NaOH para reaccionar completamente con el mismo volumen de una disolución de H_2SO_4 de la *misma* concentración molar que la disolución de KHF. Por otro lado, se necesitaría el doble de HCl para neutralizar una disolución de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ que tuviera la misma concentración y volumen que una disolución de NaOH, puesto que 1 mol de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ produce dos moles de iones OH^- :



En los cálculos implicados en las valoraciones ácido-base, independientemente del ácido o de la base que participen en la reacción, se debe tomar en cuenta que el número total de moles de iones H^+ que han reaccionado en el punto de equivalencia debe ser igual al número de moles totales de los iones OH^- que han reaccionado. El número de moles de un ácido en cierto volumen está dado por

$$\begin{aligned}\text{moles de ácido} &= \text{molaridad (mol/L)} \times \text{volumen (L)} \\ &= MV\end{aligned}$$

donde M es la molaridad y V el volumen en litros. Se puede escribir una expresión similar para una base.

En el siguiente ejemplo se muestra la valoración de una disolución de NaOH con un ácido diprótico.

Ejemplo 4.10 ¿Cuántos mL de una disolución de NaOH 0.610 M se necesitan para neutralizar completamente 20.0 mL de una disolución de H_2SO_4 0.245 M? La ecuación para la reacción de neutralización se mostró anteriormente.

Razonamiento y solución Este problema es semejante al ejemplo 4.9, pero la estequiometría es diferente. Debido a que se proporciona tanto el volumen como la concentración de la disolución de H_2SO_4 , se puede calcular el número de moles de H_2SO_4 consumidos en la reacción:

$$\begin{aligned}\text{moles de } \text{H}_2\text{SO}_4 &= \frac{0.245 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L soln}} \times \frac{1 \text{ L soln}}{1000 \text{ mL soln}} \times 20.0 \text{ mL soln} \\ &= 4.90 \times 10^{-3} \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4\end{aligned}$$

De la estequiometría se observa que 1 mol de $\text{H}_2\text{SO}_4 \approx$ 2 moles de NaOH. Por tanto, el número de moles de NaOH que ha reaccionado debe ser $2 \times 4.90 \times 10^{-3} \text{ moles} = 9.80 \times 10^{-3} \text{ moles}$. De la definición de molaridad [véase ecuación (4.1)] se tiene que

$$\text{litros de soln} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{molaridad}}$$

o

$$\begin{aligned}\text{volumen de NaOH} &= \frac{9.80 \times 10^{-3} \text{ mol NaOH}}{0.610 \text{ mol/L}} \\ &= 0.0161 \text{ L o } 16.1 \text{ mL}\end{aligned}$$

Problemas similares: 4.79, 4.80.

Ejercicio ¿Cuántos mililitros de una disolución de H_2SO_4 1.28 M se requieren para neutralizar 60.2 mL de una disolución de KOH 0.427 M?

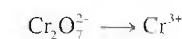
No existen tantos indicadores redox como los que hay para las reacciones ácido-base.

4.8 Valoraciones redox

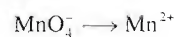
Como se mencionó antes, en las reacciones redox se transfieren electrones, mientras que en las reacciones ácido-base se transfieren protones. Del mismo modo en que un ácido se puede valorar con una base, un agente oxidante se puede valorar con un agente reductor, utilizando un procedimiento semejante. Así, por ejemplo, se puede añadir con cuidado una disolución que contenga un agente oxidante a una disolución que contenga un agente reductor. El *punto de equivalencia* se alcanza cuando el agente reductor es completamente oxidado por el agente oxidante.

Igual que las valoraciones ácido-base, las valoraciones redox por lo general requieren de un indicador que tenga un cambio de color nítido. En presencia de una gran cantidad de agente reductor, el color del indicador es característico de su forma reducida. El indicador adopta el color que tiene en su forma oxidada cuando está presente en un medio oxidante. En el punto de equivalencia o cercano a éste, ocurrirá un cambio nítido del color del indicador al pasar de una forma a la otra, por lo que el punto de equivalencia se puede identificar fácilmente.

El dicromato de potasio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) y el permanganato de potasio (KMnO_4) son dos agentes oxidantes muy comunes. Como se muestra en la figura 4.22, los colores de los aniones dicromato y permanganato son muy diferentes de los colores que tienen las especies reducidas:



amarillo verde
anaranjado



amarillo rosa
anaranjado pálido

Por ello, estos agentes oxidantes se pueden utilizar por sí mismos como indicador *interno* en una valoración redox, ya que los colores de las formas oxidada y reducida son muy distintos.

Las valoraciones redox requieren del mismo tipo de cálculos (basados en el método del mol) que las neutralizaciones ácido-base. Sin embargo, la diferencia entre éstas radica en que las ecuaciones y la estequiometría tienden a ser más complejas en las reacciones redox. En el siguiente ejemplo se ilustra una valoración redox.



Adición de una disolución de KMnO_4 de una bureta, a una disolución de FeSO_4 .

Ejemplo 4.11 Se necesita un volumen de 16.42 mL de una disolución de KMnO_4 0.1327 M para oxidar 20.00 mL de una disolución de FeSO_4 en medio ácido. ¿Cuál es la concentración de la disolución de FeSO_4 ? La ecuación iónica neta es



Razonamiento y solución El procedimiento para resolver la estequiometría de las reacciones redox es semejante al de las reacciones ácido-base. La referencia es la ecuación balanceada, a partir de la que se determina el número de moles del agente oxidante y el número de moles del agente reductor que reaccionan. Del volumen y la concentración de la disolución de KMnO_4 se calcula el número de moles de KMnO_4 que reaccionan, de la siguiente manera:

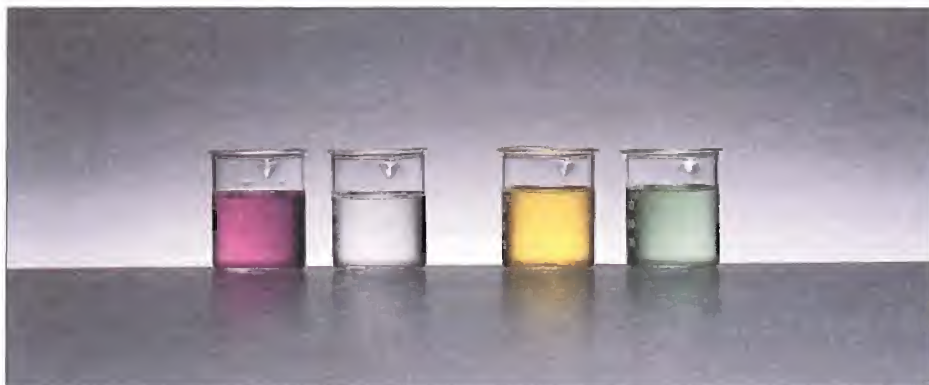


FIGURA 4.22 De izquierda a derecha: Disoluciones que contienen iones MnO_4^- , Mn^{2+} , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ y Cr^{3+} .

$$\begin{aligned}\text{moles de KMnO}_4 &= 16.42 \text{ mL} \times \frac{0.1327 \text{ mol KMnO}_4}{1 \text{ L soln}} \times \frac{1 \text{ L soln}}{1000 \text{ mL soln}} \\ &= 2.179 \times 10^{-3} \text{ mol KMnO}_4\end{aligned}$$

De la ecuación se observa que 5 moles de $\text{Fe}^{2+} \approx 1 \text{ mol de MnO}_4^-$. Por tanto, el número de moles de FeSO_4 oxidado es

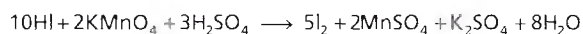
$$\begin{aligned}\text{moles FeSO}_4 &= 2.179 \times 10^{-3} \text{ mol KMnO}_4 \times \frac{5 \text{ mol FeSO}_4}{1 \text{ mol KMnO}_4} \\ &= 1.090 \times 10^{-2} \text{ mol FeSO}_4\end{aligned}$$

La concentración de la disolución de FeSO_4 , en moles de FeSO_4 por litro de disolución, es

$$\begin{aligned}[\text{FeSO}_4] &= \frac{1.090 \times 10^{-2} \text{ mol FeSO}_4}{20.00 \text{ mL soln}} \times \frac{1000 \text{ mL soln}}{1 \text{ L soln}} \\ &= 0.5450 \text{ M}\end{aligned}$$

Problemas similares: 4.83, 4.84.

Ejercicio ¿Cuántos mililitros de una disolución de HI 0.206 M se necesitan para reducir 22.5 mL de una disolución de KMnO_4 0.374 M , de acuerdo con la ecuación siguiente:



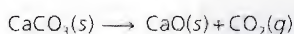
En la sección “La química en acción” de la página 140 se describe un proceso industrial en el que participan los tipos de reacciones que se analizaron en este capítulo.

La química en acción

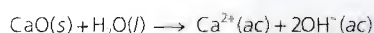
Metal a partir del mar

El magnesio es un valioso metal ligero que se utiliza como material estructural y también en aleaciones, en baterías y en síntesis química. Aunque el magnesio es abundante en la corteza terrestre, es más barato “explotarlo” del agua de mar. El magnesio constituye el segundo catión más abundante del mar (después del sodio); hay alrededor de 1.3 g de magnesio por kilogramo de agua de mar. El proceso para obtener magnesio del agua de mar utiliza los tres tipos de reacciones que se estudiaron en este capítulo: de precipitación, ácido-base y redox.

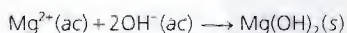
En la primera etapa de recuperación del magnesio, la piedra caliza (CaCO_3) se calienta a temperaturas elevadas para formar cal viva u óxido de calcio (CaO):



Cuando el óxido de calcio se trata con agua de mar forma hidróxido de calcio [$\text{Ca}(\text{OH})_2$], un compuesto ligeramente soluble que se ioniza para formar iones Ca^{2+} y OH^- :



El exceso de iones hidróxido ocasiona que precipite el hidróxido de magnesio, un compuesto mucho menos soluble:

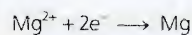


El hidróxido de magnesio sólido se filtra y se hace reaccionar con ácido clorhídrico para formar cloruro de magnesio (MgCl_2):

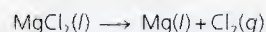


El hidróxido de magnesio se obtiene del agua de mar en los depósitos contruidos por la Dow Chemical Company, en Freeport, Texas.

Después de evaporar el agua, el cloruro de magnesio sólido se funde en una celda de acero. El cloruro de magnesio fundido contiene iones Mg^{2+} así como iones Cl^- . En un proceso denominado *electrólisis* se hace pasar una corriente eléctrica a través de la celda para reducir los iones Mg^{2+} y oxidar a los iones Cl^- . Las semirreacciones son:



La reacción global es



Ésta es la forma en que se produce el magnesio metálico. El cloro gaseoso generado se puede convertir en ácido clorhídrico y reciclarse en el proceso.

Ecuaciones clave

$$\bullet \text{ molaridad } (M) = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de soln}} \quad (4.1)$$

Cálculo de molaridad

$$\bullet M_i V_i = M_f V_f \quad (4.2)$$

Dilución de una disolución

Resumen de hechos y conceptos

1. Las disoluciones acuosas conducen la electricidad si los solutos son electrólitos. Si éstos son no electrólitos, las disoluciones no conducen la electricidad.
2. Las tres categorías principales de reacciones químicas que se llevan a cabo en disolución acuosa son las reacciones de precipitación, las reacciones ácido-base y las reacciones de oxidación-reducción.
3. A partir de las reglas generales de solubilidad de compuestos iónicos, se puede predecir si se formará un precipitado en una reacción.

4. Los ácidos de Arrhenius se ionizan en agua para dar iones H^+ ; las bases de Arrhenius se ionizan en agua para dar iones OH^- . Los ácidos de Brønsted donan protones, las bases de Brønsted aceptan protones.
5. La reacción entre un ácido y una base se denomina neutralización.
6. En las reacciones redox, la oxidación y la reducción siempre ocurren en forma simultánea. La oxidación se caracteriza por la pérdida de electrones, la reducción por la ganancia de electrones.
7. Los números de oxidación facilitan el seguimiento de la distribución de carga y se asignan a todos los átomos presentes en un compuesto o ion de acuerdo con reglas específicas. La oxidación se define como un aumento en el número de oxidación; la reducción se define como una disminución en el número de oxidación.
8. Muchas reacciones redox se pueden clasificar en subtipos: de combinación, de descomposición, de desplazamiento o de dismutación.
9. La concentración de una disolución es la cantidad de soluto presente en una cantidad dada de disolución. La molaridad expresa la concentración como el número de moles de soluto en 1 L de disolución.
10. Cuando se añade un disolvente a una disolución, proceso conocido como dilución, disminuye la concentración (molaridad) de la disolución sin que cambie el número total de moles de soluto presente en la disolución.
11. El análisis gravimétrico es una técnica que utiliza la medición de masa para determinar la identidad de un compuesto y/o la concentración de una disolución. Los experimentos gravimétricos con frecuencia implican reacciones de precipitación.
12. En una valoración ácido-base, se agrega gradualmente una disolución de concentración conocida (por ejemplo, una base) a una disolución de concentración desconocida (por ejemplo, un ácido) con el fin de determinar la concentración que no se conoce. El punto en el cual la reacción se ha completado en la titulación, se denomina punto de equivalencia.
13. Las valoraciones redox son semejantes a las valoraciones ácido-base. El punto en el cual se completa la reacción de oxidación-reducción se denomina punto de equivalencia.

Palabras clave

Ácido de Brønsted, p. 113	Disolución, p. 106	No electrólito, p. 106	Reacción de oxidación, p. 117
Ácido diprótico, p. 114	Disolución acuosa, p. 106	Número de oxidación, p. 118	Reacción de oxidación-reducción, p. 116
Ácido monoprótico, p. 113	Disolución patrón, p. 135	Precipitado, p. 108	Reacción de precipitación, p. 108
Ácido triprótico, p. 114	Disolvente, p. 106	Punto de equivalencia, p. 135	Reacción de reducción, p. 117
Agente oxidante, p. 117	Ecuación iónica, p. 110	Reacción de combinación, p. 121	Reacción redox, p. 116
Agente reductor, p. 117	Ecuación iónica neta, p. 110	Reacción de descomposición, p. 121	Reacción reversible, p. 108
Análisis cuantitativo, p. 132	Ecuación molecular, p. 109	Reacción de desplazamiento, p. 122	Sal, p. 115
Análisis gravimétrico, p. 133	Electrólito, p. 106	Reacción de desproporción, p. 127	Semirreacción, p. 117
Base de Brønsted, p. 113	Estado de oxidación, p. 118	Reacción de neutralización, p. 115	Serie de actividad, p. 124
Concentración de una disolución, p. 128	Hidratación, p. 107		Solubilidad, p. 108
Concentración molar, p. 128	Indicador, p. 135		Soluto, p. 106
Dilución, p. 131	Ion espectador, p. 110		Valoración, p. 135
	Ion hidronio, p. 113		
	Molaridad (<i>M</i>), p. 128		

Preguntas y problemas

Propiedades de las disoluciones acuosas

Preguntas de repaso

- 4.1 Defina soluto, disolvente y disolución, describiendo el proceso de disolución de un sólido en un líquido.

- 4.2 ¿Cuál es la diferencia entre un no electrólito y un electrólito? ¿En qué difiere un electrólito débil de uno fuerte?
- 4.3 Describa el proceso de hidratación. ¿Qué propiedades del agua permiten que sus moléculas interactúen con iones en una disolución?

- 4.4 ¿Cuál es la diferencia entre los siguientes símbolos de las ecuaciones químicas: \longrightarrow y \rightleftharpoons ?
- 4.5 El agua es un electrólito extremadamente débil, por lo que no puede conducir la electricidad. ¿Por qué es frecuente que se prevenga para no utilizar aparatos eléctricos cuando se tienen mojadas las manos?
- 4.6 El fluoruro de litio (LiF) es un electrólito fuerte. ¿Qué especies están presentes en el LiF(ac)?

Problemas

- 4.7 Identifique cada una de las siguientes sustancias como electrólito fuerte, electrólito débil o no electrólito: a) H_2O , b) KCl, c) HNO_3 , d) CH_3COOH , e) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.
- 4.8 Identifique cada una de las siguientes sustancias como electrólito fuerte, electrólito débil o no electrólito: a) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, b) Ne, c) NH_3 , d) NaOH.
- 4.9 El flujo de corriente eléctrica a través de una disolución de un electrólito se debe únicamente al movimiento de a) electrones, b) cationes, c) aniones, d) cationes y aniones.
- 4.10 Prediga y explique cuál de los sistemas siguientes son conductores de electricidad: a) NaCl sólido, b) NaCl fundido, c) NaCl en disolución acuosa.
- 4.11 A usted se le da un compuesto X soluble en agua. Describa cómo podría determinar si este compuesto es un electrólito o un no electrólito. Si es un electrólito ¿cómo sabría si es fuerte o débil?
- 4.12 Explique por qué una disolución de HCl en benceno no conduce la electricidad, mientras que sí lo hace en agua.

Reacciones de precipitación

Preguntas de repaso

- 4.13 ¿Cuál es la diferencia entre una ecuación iónica y una ecuación molecular?
- 4.14 ¿Qué ventaja tiene escribir las ecuaciones iónicas netas?

Problemas

- 4.15 Clasifique los compuestos siguientes como solubles o insolubles en agua: a) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, b) $\text{Mn}(\text{OH})_2$, c) AgClO_3 , d) K_2S .
- 4.16 Clasifique los compuestos siguientes como solubles o insolubles en agua: a) CaCO_3 , b) ZnSO_4 , c) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, d) HgSO_4 , e) NH_4ClO_4 .
- 4.17 Escriba las ecuaciones iónica e iónica neta para las reacciones siguientes:
 a) $2\text{AgNO}_3(\text{ac}) + \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{ac}) \longrightarrow$
 b) $\text{BaCl}_2(\text{ac}) + \text{ZnSO}_4(\text{ac}) \longrightarrow$
 c) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3(\text{ac}) + \text{CaCl}_2(\text{ac}) \longrightarrow$
- 4.18 Escriba las ecuaciones iónica e iónica neta para las reacciones siguientes:
 a) $\text{Na}_2\text{S}(\text{ac}) + \text{ZnCl}_2(\text{ac}) \longrightarrow$
 b) $2\text{K}_3\text{PO}_4(\text{ac}) + 3\text{Sr}(\text{NO}_3)_2(\text{ac}) \longrightarrow$
 c) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2(\text{ac}) + 2\text{NaOH}(\text{ac}) \longrightarrow$
- 4.19 ¿En cuál de los procesos siguientes es más factible que se efectúe una reacción de precipitación? a) Al mezclar una disolución de NaNO_3 con una disolución de CuSO_4 , b) Al mezclar una disolución de BaCl_2 con una disolución de K_2SO_4 . Escriba la ecuación iónica neta para la reacción de precipitación.

- 4.20 Consulte la tabla 4.2 y sugiera un método por el cual se pueda separar a) K^+ de Ag^+ , b) Ag^+ de Pb^{2+} , c) NH_4^+ de Ca^{2+} , d) Ba^{2+} de Cu^{2+} . Suponga que todos los cationes están en disolución acuosa y el anión común es el ion nitrato.

Reacciones ácido-base

Preguntas de repaso

- 4.21 Enumere las propiedades generales de ácidos y bases.
- 4.22 Dé las definiciones de Arrhenius y de Brønsted de un ácido y de una base. ¿Por qué son de mayor utilidad las definiciones de Brønsted para describir las propiedades ácido-base?
- 4.23 Dé un ejemplo de un ácido monoprótico, un ácido diprótico y un ácido triprótico.
- 4.24 ¿Cuáles son las características de una reacción de neutralización ácido-base?
- 4.25 ¿Qué factores califican a un compuesto como una sal? Especifique ¿cuáles de los siguientes compuestos son sales: CH_4 , NaF, NaOH, CaO, BaSO_4 , HNO_3 , NH_3 , KBr?
- 4.26 Identifique los siguientes compuestos como ácido o base fuerte o débil: a) NH_3 , b) H_3PO_4 , c) LiOH, d) HCOOH (ácido fórmico), e) H_2SO_4 , f) HF, g) $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

Problemas

- 4.27 Identifique cada una de las especies siguientes como un ácido o una base de Brønsted o como ambos: a) HI, b) CH_3COO^- , c) H_2PO_4^- , d) HSO_4^- .
- 4.28 Identifique cada una de las especies siguientes como un ácido o una base de Brønsted o como ambos: a) PO_4^{3-} , b) ClO_2^- , c) NH_4^+ , d) HCO_3^- .
- 4.29 Balancee las siguientes ecuaciones y escriba las ecuaciones iónicas y las ecuaciones iónicas netas correspondientes (cuando sea apropiado):
 a) $\text{HBr}(\text{ac}) + \text{NH}_3(\text{ac}) \longrightarrow$ (el HBr es un ácido fuerte)
 b) $\text{Ba}(\text{OH})_2(\text{ac}) + \text{H}_3\text{PO}_4(\text{ac}) \longrightarrow$
 c) $\text{HClO}_4(\text{ac}) + \text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s}) \longrightarrow$
- 4.30 Balancee las siguientes ecuaciones y escriba las ecuaciones iónicas y las ecuaciones iónicas netas correspondientes (cuando sea apropiado):
 a) $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{ac}) + \text{KOH}(\text{ac}) \longrightarrow$
 b) $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{ac}) + \text{NaOH}(\text{ac}) \longrightarrow$
 c) $\text{HNO}_3(\text{ac}) + \text{Ba}(\text{OH})_2(\text{ac}) \longrightarrow$

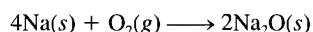
Reacciones de oxidación-reducción

Preguntas de repaso

- 4.31 Dé un ejemplo de una reacción redox de combinación, de descomposición y de desplazamiento.
- 4.32 Todas las reacciones de combustión son reacciones redox. ¿Es falso o verdadero? Explique.
- 4.33 ¿Qué es el número de oxidación? ¿Cómo se utiliza para identificar las reacciones redox? Explique por qué, con excepción de los compuestos iónicos, el número de oxidación no tiene un significado físico.
- 4.34 a) Sin consultar la figura 4.10, dé los números de oxidación de los metales alcalinos y alcalinotérreos en sus compuestos. b) Dé los números de oxidación máximos que pueden tener los elementos de los grupos 3A al 7A.

4.35 ¿Cómo está organizada la serie de actividad? ¿Cómo se utiliza para estudiar las reacciones redox?

4.36 Utilice la siguiente reacción para definir reacción redox, semirreacción, agente oxidante, agente reductor:

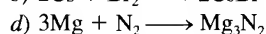
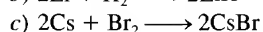
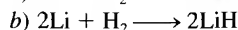
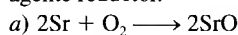


4.37 ¿Es posible tener una reacción en la cual hay la oxidación pero no reducción? Explique.

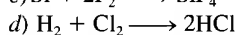
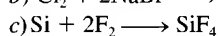
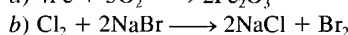
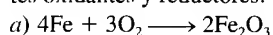
4.38 ¿Qué se requiere para que un elemento experimente reacciones de desproporción? Nombre cinco elementos comunes que sean factibles de participar en este tipo de reacciones.

Problemas

4.39 Para las reacciones redox completas que se muestran a continuación, i) divida cada reacción en sus semirreacciones; ii) identifique al agente oxidante; iii) identifique al agente reductor.



4.40 Para las reacciones redox completas que se muestran a continuación, escriba las semirreacciones e identifique los agentes oxidantes y reductores:



4.41 Ordene las siguientes especies en orden creciente del número de oxidación del átomo de azufre: a) H_2S , b) S_8 , c) H_2SO_4 , d) S^{2-} , e) HS^- , f) SO_2 , g) SO_3 .

4.42 El fósforo forma muchos oxiácidos. Indique el número de oxidación de este elemento en cada uno de los siguientes ácidos: a) HPO_3 , b) H_3PO_2 , c) H_3PO_3 , d) H_3PO_4 , e) $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, f) $\text{H}_5\text{P}_3\text{O}_{10}$.

4.43 Dé el número de oxidación de los átomos subrayados en las siguientes moléculas e iones: a) $\text{Cl}\underline{\text{I}}\text{F}$, b) IF_7 , c) CH_4 , d) C_2H_2 , e) C_2H_4 , f) $\text{K}_2\underline{\text{Cr}}\text{O}_4$, g) $\text{K}_2\underline{\text{Cr}}_2\text{O}_7$, h) KMnO_4 , i) $\text{NaH}\underline{\text{C}}\text{O}_3$, j) $\underline{\text{Li}}_2$, k) $\text{Na}\underline{\text{I}}\text{O}_3$, l) KO_2 , m) PF_6^- , n) $\text{K}\underline{\text{Au}}\text{Cl}_4$.

4.44 Dé el número de oxidación de las siguientes especies: H_2 , Se_8 , P_4 , O , U , As_4 , B_{12} .

4.45 Dé el número de oxidación de los átomos subrayados en las siguientes moléculas e iones: a) $\underline{\text{C}}\text{S}_2\text{O}$, b) $\text{Ca}\underline{\text{I}}_2$, c) $\underline{\text{Al}}_2\text{O}_3$, d) $\text{H}_3\underline{\text{As}}\text{O}_3$, e) $\underline{\text{Ti}}\text{O}_2$, f) $\underline{\text{Mo}}\text{O}_4^{2-}$, g) $\underline{\text{Pt}}\text{Cl}_4^{2-}$, h) $\underline{\text{Pt}}\text{Cl}_6^{2-}$, i) $\underline{\text{Sn}}\text{F}_2$, j) $\underline{\text{Cl}}\text{F}_3$, k) $\underline{\text{Sb}}\text{F}_6^-$.

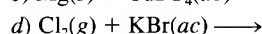
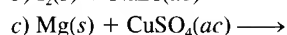
4.46 Dé el número de oxidación de los átomos subrayados en las siguientes moléculas e iones: a) $\text{Mg}_3\underline{\text{N}}_2$, b) $\text{Cs}\underline{\text{O}}_2$, c) $\text{Ca}\underline{\text{C}}_2$, d) $\underline{\text{C}}\text{O}_3^{2-}$, e) $\underline{\text{C}}_2\text{O}_4^{2-}$, f) $\text{Zn}\underline{\text{O}}_2^{2-}$, g) $\text{Na}\underline{\text{B}}\text{H}_4$, h) $\underline{\text{W}}\text{O}_4^{2-}$.

4.47 El ácido nítrico es un agente oxidante fuerte. Deduzca cuál de las especies siguientes es la que tiene *menos* probabilidad de formarse cuando el ácido nítrico reacciona con un agente reductor fuerte como el zinc metálico; explique por qué: N_2O , NO , NO_2 , N_2O_4 , N_2O_5 , NH_4^+ .

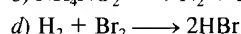
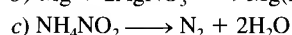
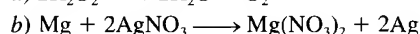
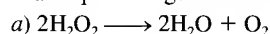
4.48 ¿Cuáles de los metales siguientes pueden reaccionar con agua? a) Au, b) Li, c) Hg, d) Ca, e) Pt.

4.49 En los términos del número de oxidación, uno de los óxidos siguientes no reaccionaría con el oxígeno molecular: NO , N_2O , SO_2 , SO_3 , P_4O_6 . ¿Cuál es este óxido? ¿Por qué?

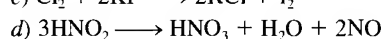
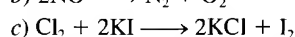
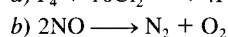
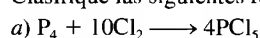
4.50 Prediga el resultado de las reacciones representadas por las siguientes ecuaciones utilizando la serie de actividad, y efectúe el balance de las ecuaciones.



4.51 Clasifique las siguientes reacciones redox:



4.52 Clasifique las siguientes reacciones redox:



Concentración de disoluciones

Preguntas de repaso

4.53 Escriba la ecuación para calcular la molaridad. ¿Por qué es ésta una unidad de concentración conveniente en química?

4.54 Describa los pasos implicados en la preparación de una disolución de concentración molar conocida utilizando un matraz volumétrico.

Problemas

4.55 Calcule la masa de KI, en gramos, que se requiere para preparar 5.00×10^2 mL de una disolución 2.80 M.

4.56 Describa cómo prepararía 250 mL de una disolución de NaNO_3 0.707 M.

4.57 ¿Cuántos moles de MgCl_2 están presentes en 60.0 mL de una disolución de MgCl_2 0.100 M?

4.58 ¿Cuántos gramos de KOH están presentes en 35.0 mL de una disolución 5.50 M?

4.59 Calcule la molaridad de cada una de las siguientes disoluciones: a) 29.0 g de etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) en 545 mL de disolución, b) 15.4 g de sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) en 74.0 mL de disolución, c) 9.00 g de cloruro de sodio (NaCl) en 86.4 mL de disolución.

4.60 Calcule la molaridad de cada una de las siguientes disoluciones: a) 6.57 g de metanol (CH_3OH) en 1.50×10^2 mL de disolución, b) 10.4 g de cloruro de calcio (CaCl_2) en 2.20×10^2 mL de disolución, c) 7.82 g de naftaleno (C_{10}H_8) en 85.2 mL de disolución de benceno.

4.61 Calcule el volumen en mL de disolución requerida para tener lo siguiente: a) 2.14 g de cloruro de sodio a partir de una disolución 0.270 M, b) 4.30 g de etanol a partir de una disolución 1.50 M, c) 0.85 g de ácido acético (CH_3COOH) a partir de una disolución 0.30 M.

4.62 Determine los gramos de cada uno de los siguientes solutos que se necesitan para preparar 2.50×10^2 mL de una disolución 0.100 M de a) yoduro de cesio (CsI), b) ácido sulfúrico (H_2SO_4), c) carbonato de sodio (Na_2CO_3), d) dicromato de potasio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), e) permanganato de potasio (KMnO_4).

Dilución de disoluciones

Preguntas de repaso

- 4.63 Describa los pasos básicos implicados en la dilución de una disolución de concentración conocida.
- 4.64 Escriba la ecuación que permite calcular la concentración de una disolución diluida. Asigne las unidades a todos los términos.

Problemas

- 4.65 Describa cómo se prepara 1.00 L de una disolución de HCl 0.646 M a partir de una disolución de HCl 2.00 M.
- 4.66 A 25.0 mL de una disolución de KNO_3 0.866 M se le agrega agua hasta que el volumen de la disolución es de 500 mL exactos. ¿Cuál es la concentración de la disolución final?
- 4.67 ¿Cómo prepararía 60.0 mL de disolución de HNO_3 0.200 M a partir de una disolución concentrada de HNO_3 4.00 M?
- 4.68 Se tienen 505 mL de una disolución de HCl 0.125 M y se quiere diluir para hacerla exactamente 0.100 M. ¿Qué cantidad de agua debe añadirse?
- 4.69 Se mezclan 35.2 mL de una disolución de KMnO_4 1.66 M con 16.7 mL de disolución de KMnO_4 0.892 M. Calcule la concentración de la disolución final.
- 4.70 Se mezclan 46.2 mL de una disolución de nitrato de calcio $[\text{Ca}(\text{NO}_3)_2]$ 0.568 M con 80.5 mL de disolución de nitrato de calcio 1.396 M. Calcule la concentración de la disolución final.

Análisis gravimétrico

Preguntas de repaso

- 4.71 Describa las etapas básicas de un análisis gravimétrico. ¿En qué forma ayuda este método a identificar un compuesto o a determinar su pureza si se conoce su fórmula?
- 4.72 En el análisis gravimétrico de los cloruros se debe utilizar agua destilada. ¿Por qué?

Problemas

- 4.73 Si se agregan 30.0 mL de una disolución de CaCl_2 0.150 M a 15.0 mL de disolución de AgNO_3 0.100 M, ¿cuál es la masa en gramos del precipitado de AgCl ?
- 4.74 Una muestra de 0.6760 g de un compuesto desconocido, que contiene iones de bario (Ba^{2+}), se disuelve en agua y se trata con un exceso de Na_2SO_4 . Si la masa del precipitado de BaSO_4 formado es de 0.4105 g, ¿cuál es el porcentaje en masa de Ba en el compuesto original desconocido?
- 4.75 ¿Cuántos gramos de NaCl se necesitan para precipitar la mayor parte de los iones Ag^+ de 2.50×10^2 mL de una disolución de AgNO_3 0.0113 M? Escriba la ecuación iónica neta para la reacción.
- 4.76 La concentración de iones Cu^{2+} en el agua (que también contiene iones sulfato) que descarga una cierta planta industrial, se determina agregando una disolución de sulfuro de sodio (Na_2S) en exceso a 0.800 L del agua. La ecuación molecular es



Escriba la ecuación iónica neta y calcule la concentración molar de Cu^{2+} en la muestra de agua si se formaron 0.0177 g de CuS sólido.

Valoraciones ácido-base

Preguntas de repaso

- 4.77 Describa las etapas básicas de una valoración ácido-base. ¿Por qué esta técnica es de gran valor práctico?
- 4.78 ¿Cómo funciona un indicador ácido-base?

Problemas

- 4.79 Calcule el volumen en mL de una disolución de NaOH 1.420 M requerido para valorar las disoluciones siguientes:
- a) 25.00 mL de una disolución de HCl 2.430 M
- b) 25.00 mL de una disolución de H_2SO_4 4.500 M
- c) 25.00 mL de una disolución de H_3PO_4 1.500 M
- 4.80 Qué volumen de una disolución de HCl 0.500 M se necesita para neutralizar por completo cada una de las disoluciones siguientes:
- a) 10.0 mL de una disolución de NaOH 0.300 M
- b) 10.0 mL de una disolución de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0.200 M

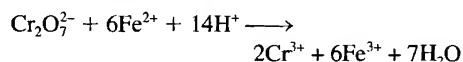
Valoraciones redox

Preguntas de repaso

- 4.81 ¿Cuáles son las semejanzas y las diferencias entre las valoraciones ácido-base y las valoraciones redox?
- 4.82 Explique por qué el permanganato de potasio (KMnO_4) y el dicromato de potasio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) pueden funcionar como indicadores internos en las valoraciones redox.

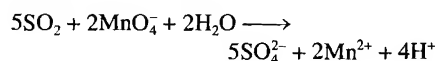
Problemas

- 4.83 El hierro(II) se puede oxidar por una disolución ácida de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ de acuerdo con la ecuación iónica neta:



Si se utilizan 26.0 mL de una disolución de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 0.0250 M para valorar 25.0 mL de una disolución que contiene iones Fe^{2+} , ¿cuál es la concentración molar del Fe^{2+} ?

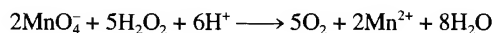
- 4.84 El SO_2 presente en el aire es el principal responsable del fenómeno de la lluvia ácida. Se puede determinar su concentración al valorarlo con una disolución patrón de permanganato de potasio, en la forma siguiente:



Calcular el número de gramos de SO_2 presentes en una muestra de aire si en la valoración se requieren 7.37 mL de una disolución de KMnO_4 0.00800 M.

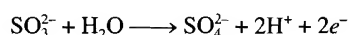
- 4.85 Una muestra de un mineral de hierro que pesa 0.2792 g se disolvió en una disolución de un ácido diluido; todo el $\text{Fe}(\text{II})$ se convirtió en iones $\text{Fe}(\text{III})$. La disolución requirió en la valoración 23.30 mL de una disolución de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 0.0194 M. Calcule el porcentaje en masa de hierro en la muestra. (Sugerencia: Véase el problema 4.83 para la ecuación balanceada.)
- 4.86 La concentración de una disolución de peróxido de hidrógeno se puede determinar adecuadamente al valorarla con-

tra una disolución valorada de permanganato de potasio, en un medio ácido, de acuerdo con la ecuación siguiente:



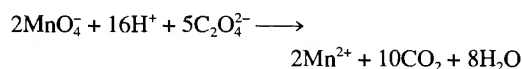
Si se requieren 36.44 mL de una disolución de KMnO_4 0.01652 *M* para oxidar completamente 25.00 mL de una disolución de H_2O_2 , calcule la molaridad de esta disolución.

- 4.87 El ion yodato, IO_3^- , oxida al ion SO_3^{2-} en disolución ácida. La semirreacción para la oxidación es

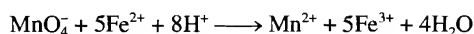


Una muestra de 100.0 mL de una disolución que contiene 1.390 g de KIO_3 , reacciona con 32.5 mL de disolución de Na_2SO_3 0.500 *M*. ¿Cuál es el estado de oxidación final del yodo después de que la reacción ha ocurrido?

- 4.88 El ácido oxálico ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$) está presente en muchas plantas y vegetales. Si se requieren 24.0 mL de una disolución 0.0100 *M* de KMnO_4 para valorar 1.00 g de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ hasta el punto de equivalencia, ¿cuál es el porcentaje en masa de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ en la muestra? La ecuación iónica neta es:



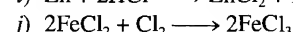
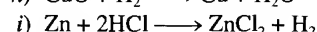
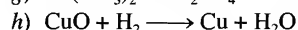
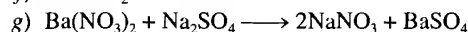
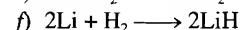
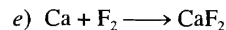
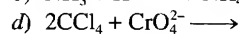
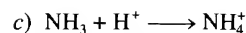
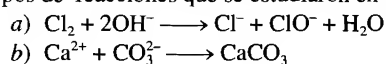
- 4.89 Un volumen de 25.0 mL de una disolución que contiene iones Fe^{2+} y Fe^{3+} se valora con 23.0 mL de KMnO_4 0.0200 *M* (en ácido sulfúrico diluido). Como resultado, todos los iones Fe^{2+} se oxidan a iones Fe^{3+} . A continuación se trata la disolución con Zn metálico para convertir todos los iones Fe^{3+} a iones Fe^{2+} . Por último, la solución que contiene sólo iones Fe^{2+} requiere de 40.0 mL de la misma disolución de KMnO_4 para oxidar los iones a Fe^{3+} . Calcule las concentraciones molares de los iones Fe^{2+} y Fe^{3+} en la disolución original. La ecuación iónica neta es



- 4.90 El oxalato de calcio (CaC_2O_4) es insoluble en agua. Por esta razón, se puede usar para determinar la cantidad de iones Ca^{2+} presentes en los líquidos como la sangre. El oxalato de calcio aislado de la sangre se disuelve en ácido y se valora con una disolución patrón de KMnO_4 , como se muestra en el problema 4.88. En una prueba se encontró que el oxalato obtenido de una muestra de 10.0 mL de sangre, consumió 24.2 mL de disolución de KMnO_4 9.56×10^{-4} *M*. Calcule el número de miligramos de calcio por mililitro de sangre.

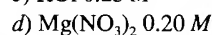
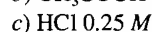
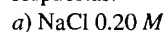
Problemas adicionales

- 4.91 Clasifique las siguientes reacciones de acuerdo con los tipos de reacciones que se estudiaron en este capítulo:



- 4.92 El oxígeno (O_2) y el dióxido de carbono (CO_2) son gases incoloros e inodoros. Sugiera dos pruebas químicas que permitan distinguir entre estos dos gases.

- 4.93 ¿Cuáles de las siguientes disoluciones acuosas se esperaría que condujeran mejor la electricidad a 25°C? Explique las respuestas.



- 4.94 Una muestra de 5.00×10^2 mL de una disolución de HCl 2.00 *M* se trata con 4.47 g de magnesio. Calcule la concentración de la disolución del ácido después de que todo el metal ha reaccionado. Suponga que el volumen de la disolución permanece constante.

- 4.95 Calcule el volumen de una disolución de CuSO_4 0.156 *M* que reaccionaría con 7.89 g de zinc.

- 4.96 El carbonato de sodio (Na_2CO_3) se puede obtener en forma muy pura, por lo que se puede usar para valorar disoluciones de ácidos. ¿Cuál es la molaridad de una disolución de HCl si se requieren 28.3 mL de esta disolución para reaccionar con 0.256 g de Na_2CO_3 ?

- 4.97 Una muestra de 3.664 g de un ácido monoprótico se disolvió en agua. Se consumieron 20.27 mL de una disolución de NaOH 0.1578 *M* para neutralizar el ácido. Calcule la masa molar del ácido.

- 4.98 El ácido acético (CH_3COOH) es un ingrediente importante del vinagre. Una muestra de 50.0 mL de un vinagre comercial se valoró con una disolución de NaOH 1.00 *M*. ¿Cuál es la concentración molar (*M*) del ácido en el vinagre si se necesitaron 5.75 mL de la base para la valoración?

- 4.99 15.00 mL de una disolución de nitrato de potasio (KNO_3) se diluyeron a 125.0 mL; posteriormente 25.00 mL de esta disolución se diluyeron a un volumen de 1.000×10^3 mL. La concentración de la disolución final es de 0.00383 *M*. Calcule la concentración de la disolución original.

- 4.100 Cuando se colocaron 2.50 g de una barra de zinc en una disolución de AgNO_3 , se formó plata metálica en la superficie de la barra. Después de cierto tiempo, la barra se sacó de la disolución, se secó y se pesó. Si la masa de la barra fue de 3.37 g, calcule la masa de Ag y Zn metálicos presentes.

- 4.101 Calcule la masa del precipitado que se forma al mezclar 2.27 L de una disolución de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0.0820 *M* con 3.06 L de Na_2SO_4 0.0664 *M*.

- 4.102 Calcule la concentración del ácido (o base) remanente en la disolución cuando se agregan 10.7 mL de HNO_3 0.211 *M* a 16.3 mL de NaOH 0.258 *M*.

- 4.103 La leche de magnesia es una suspensión acuosa de hidróxido de magnesio [$\text{Mg}(\text{OH})_2$] que se utiliza para tratar la indigestión ácida. Calcule el volumen de una disolución de

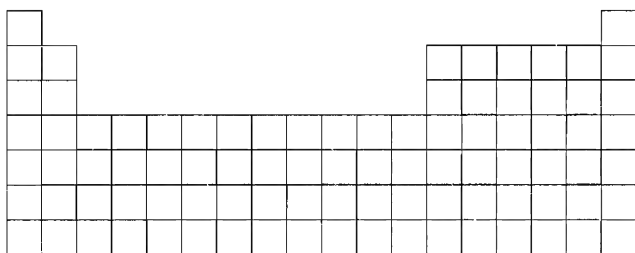
HCl 0.035 *M* (una concentración típica de ácido en la parte superior del estómago) necesario para que reaccione con dos cucharadas (aproximadamente 10 mL) de leche de magnesia [0.080 g de Mg(OH)₂/mL].

- 4.104** Una muestra de 1.00 g de un metal X (que se sabe que forma iones X²⁺) se agregó a 0.100 litros de H₂SO₄ 0.500 *M*. Una vez que reaccionó todo el metal, el ácido remanente requirió 0.0334 L de disolución de NaOH 0.500 *M* para la neutralización. Calcule la masa molar del metal e identifique a este elemento.
- 4.105** Una definición cuantitativa de solubilidad es el número de gramos de un soluto que se disolverá en un volumen dado de agua a una temperatura específica. Describa un experimento que permita determinar la solubilidad de un compuesto soluble.
- 4.106** Se mezclan 60.0 mL de una disolución de glucosa (C₆H₁₂O₆) 0.513 *M* con 120.0 mL de una disolución de glucosa 2.33 *M*. ¿Cuál es la concentración de la disolución final? Suponga que los volúmenes son aditivos.
- 4.107** Un compuesto iónico X sólo es ligeramente soluble en agua. ¿Qué prueba emplearía para demostrar que el compuesto realmente se disuelve en agua hasta cierto grado?
- 4.108** A un estudiante se le da una muestra que puede ser sulfato de hierro(II) o sulfato de hierro(III). Sugiera un procedimiento químico para identificar el compuesto. (Ambos compuestos de hierro son solubles en agua.)
- 4.109** A usted se le da un líquido incoloro. Describa tres pruebas químicas que podría llevar a cabo para demostrar que el líquido es agua.
- 4.110** Utilizando el aparato que se muestra en la figura 4.1, un estudiante encontró que una disolución de ácido sulfúrico ocasionó que el foco se encendiera intensamente. Sin embargo, después de añadir una cierta cantidad de una disolución de hidróxido de bario [Ba(OH)₂], la luz del foco empezó a disminuir a pesar de que el Ba(OH)₂ también es un electrólito fuerte. Explique lo que ocurrió.
- 4.111** A usted se le da un compuesto soluble de fórmula molecular desconocida. *a)* Describa tres pruebas que puedan demostrar que el compuesto es un ácido. *b)* Una vez que haya demostrado que el compuesto es un ácido, describa cómo podría determinar su masa molar utilizando una disolución de NaOH de concentración conocida. (Suponga que el ácido es monoprótico.) *c)* ¿Cómo sabría si el ácido es fuerte o débil? Para poder llevar a cabo el experimento, a usted se le proporciona una muestra de NaCl y un aparato como el que se muestra en la figura 4.1.
- 4.112** A usted se le proporcionan dos soluciones incoloras, una de ellas contiene NaCl y la otra contiene sacarosa (C₁₂H₂₂O₁₁). Sugiera una prueba química y una física que le pudiera ayudar a distinguir entre estas dos disoluciones.
- 4.113** La concentración de iones plomo (Pb²⁺) en una muestra de agua contaminada, que también contiene iones nitrato (NO₃⁻), se determina al añadir sulfato de sodio sólido (Na₂SO₄) a 500 mL exactos del agua. *a)* Escriba la ecuación iónica neta y la ecuación molecular de la reacción. *b)* Calcule la concentración molar de Pb²⁺ si se hubieran requerido 0.00450 g de Na₂SO₄ para precipitar por completo los iones Pb²⁺ en forma de PbSO₄.
- 4.114** El ácido clorhídrico no es un agente oxidante en el sentido en el que lo son los ácidos nítrico y sulfúrico. Explique por qué el ion cloruro no es un agente oxidante fuerte como son los iones SO₄²⁻ y NO₃⁻.
- 4.115** Explique cómo se prepararía yoduro de potasio (KI) por medio de *a)* una reacción ácido-base y *b)* una reacción entre un ácido y un carbonato.
- 4.116** El sodio reacciona con agua para formar hidrógeno gaseoso. ¿Por qué no se utiliza esta reacción en la preparación de hidrógeno en el laboratorio?
- 4.117** Describa cómo prepararía los siguientes compuestos: *a)* Mg(OH)₂, *b)* AgI, *c)* Ba₃(PO₄)₂.
- 4.118** Alguien derrama ácido sulfúrico concentrado en el piso de un laboratorio de química. Para neutralizar el ácido, ¿sería preferible añadir una solución de NaOH concentrada o rociar bicarbonato de sodio sólido? Explique su elección e indique las bases químicas de las medidas tomadas.
- 4.119** Describa cómo separaría en cada caso los cationes o aniones de una disolución acuosa: *a)* NaNO₃ y Ba(NO₃)₂, *b)* Mg(NO₃)₂ y KNO₃, *c)* KBr y KNO₃, *d)* K₃PO₄ y KNO₃, *e)* Na₂CO₃ y NaNO₃.
- 4.120** Los siguientes son compuestos caseros comunes: sal de mesa (NaCl), azúcar de mesa (sacarosa), vinagre (contiene ácido acético), polvo para hornear (NaHCO₃), sosa de lavado (Na₂CO₃ · 10H₂O), ácido bórico (H₃BO₃, utilizado en el lavado de ojos), sal de epsom (MgSO₄ · 7H₂O), hidróxido de sodio (usado para destapar el drenaje), amoníaco, leche de magnesia [Mg(OH)₂] y carbonato de calcio. Con base en lo que ha aprendido en este capítulo, describa las pruebas que le permitirían identificar a cada uno de estos compuestos.
- 4.121** Los sulfitos (compuestos que contienen iones SO₃²⁻) se utilizan como conservadores en las frutas secas y vegetales y en la fabricación del vino. En un experimento llevado a cabo para demostrar la presencia de sulfito en la fruta, una estudiante dejó remojando varios albaricoques secos en agua durante toda la noche. Después filtró la disolución para eliminar todas las partículas sólidas. Posteriormente, trató la disolución con peróxido de hidrógeno (H₂O₂) para oxidar los iones sulfito a iones sulfato. Por último, precipitó los iones sulfato por tratamiento de la disolución con unas gotas de disolución de cloruro de bario (BaCl₂). Escriba una ecuación balanceada para cada uno de los pasos descritos.
- 4.122** Una muestra de 0.8870 g de una mezcla de NaCl y KCl se disolvió en agua; la disolución se trató con un exceso de AgNO₃ para formar 1.913 g de AgCl. Calcule el porcentaje en masa de cada compuesto en la mezcla.
- 4.123** El cloro forma varios óxidos con los siguientes números de oxidación: +1, +3, +4, +6 y +7. Escriba una fórmula para cada uno de estos compuestos.
- 4.124** Una aplicación útil del ácido oxálico consiste en eliminar la herrumbre (Fe₂O₃) de las argollas de la bañera, de acuerdo con la reacción
- $$\text{Fe}_2\text{O}_3(s) + 6\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4(ac) \longrightarrow 2\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3^-(ac) + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{H}^+(ac)$$
- Calcule el número de gramos de herrumbre que se puede remover con 5.00 × 10² mL de una disolución de ácido oxálico 0.100 *M*.

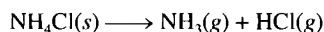
- 4.125** El ácido acetilsalicílico ($C_9H_8O_4$) es un ácido mono-prótico comúnmente conocido como “aspirina”. Una tableta típica de aspirina contiene, sin embargo, sólo una pequeña cantidad del ácido. En un experimento, una tableta se trituró y se disolvió en agua para determinar su composición. Se gastaron 12.25 mL de una disolución de NaOH 0.1466 M para neutralizar la disolución. Calcule el número de granos de aspirina en la tableta. (Un grano = 0.0648 g.)
- 4.126** Se disolvió en agua una mezcla de 0.9157 g de $CaBr_2$ y NaBr, se añadió $AgNO_3$ a la disolución para formar un precipitado de AgBr. Si la masa del precipitado es de 1.6930 g, ¿cuál es el porcentaje en masa de NaBr en la muestra original?
- 4.127** El siguiente experimento de “ciclo de cobre” se lleva a cabo en algunos laboratorios de química. La serie de reacciones inicia con cobre y termina con cobre metálico. Los pasos son los siguientes: 1) Una pieza de alambre de cobre de masa conocida se deja reaccionar con ácido nítrico concentrado [los productos son nitrato de cobre(II), dióxido de nitrógeno y agua]. 2) El nitrato de cobre(II) se trata con una disolución de hidróxido de sodio para formar el precipitado de hidróxido de cobre(II). 3) El hidróxido de cobre(II) se descompone por calentamiento para formar óxido de cobre(II). 4) Este óxido se hace reaccionar con ácido sulfúrico concentrado para formar sulfato de cobre(II). 5) El sulfato de cobre(II) se trata con un exceso de zinc metálico para formar cobre metálico. 6) El zinc metálico remanente se elimina por tratamiento con HCl y el cobre metálico se filtra, seca y pesa. a) Escriba una ecuación balanceada para cada uno de los pasos y clasifique las reacciones. b) Suponiendo que un estudiante empezó con 65.6 g de cobre, calcule el rendimiento teórico en cada etapa. c) Considerando la naturaleza de las etapas, diga por qué es posible recuperar la mayor parte del cobre usado al inicio.
- 4.128** Una muestra de 325 mL de una disolución contiene 25.3 g de $CaCl_2$. a) Calcule la concentración molar de Cl^- en la disolución. b) ¿Cuántos gramos de Cl^- hay en 0.100 L de la disolución?
- 4.129** Los halógenos de hidrógeno (HF, HCl, HBr, y HI) son compuestos muy reactivos que tienen muchas aplicaciones en la industria y en el laboratorio. a) En el laboratorio, el HF y el HCl se pueden obtener al hacer reaccionar CaF_2 y NaCl con ácido sulfúrico concentrado. Escriba las ecuaciones adecuadas para las reacciones. (Sugerencia: Éstas no son reacciones redox.) b) ¿Por qué no se pueden preparar HBr y HI haciendo reaccionar NaBr y NaI con ácido sulfúrico concentrado? (Sugerencia: El H_2SO_4 es un agente oxidante más fuerte que el Br_2 y el I_2 .) c) El HBr se puede preparar haciendo reaccionar tribromuro de fósforo (PBr_3) con agua. Escriba la ecuación de esta reacción.
- 4.130** Con referencia a la sección La química en acción de la página 140, conteste las siguientes preguntas: a) Identifique los procesos de precipitación, ácido-base y redox. b) En lugar de óxido de calcio, ¿por qué no se agrega simplemente hidróxido de sodio al agua de mar para precipitar el hidróxido de magnesio? c) Algunas veces un mineral llamado dolomita (una mezcla de $CaCO_3$ y $MgCO_3$) sustituye a la piedra caliza para precipitar el hidróxido de magnesio ¿Qué ventaja tiene usar dolomita?
- 4.131** El ácido fosfórico (H_3PO_4) es un reactivo industrial importante que se utiliza en fertilizantes, detergentes y en la industria alimenticia. Se produce por dos métodos distintos. En el *método del horno eléctrico*, el fósforo elemental (P_4) se quema en aire para formar P_4O_{10} , que se hace reaccionar con agua para formar H_3PO_4 . En el *proceso húmedo*, la roca fosfórica [$Ca_5(PO_4)_3F$] se hace reaccionar con ácido sulfúrico para formar H_3PO_4 (y HF y $CaSO_4$). Escriba las ecuaciones para estos procesos y clasifique cada etapa como reacción de precipitación, ácido-base o redox.
- 4.132** El nitrato de amonio (NH_4NO_3) es uno de los fertilizantes nitrogenados más importantes. Se puede determinar su pureza al valorar una disolución de NH_4NO_3 con una disolución patrón de NaOH. En un experimento, una muestra de 0.2041 g de NH_4NO_3 preparado industrialmente, requirió 24.42 mL de disolución de NaOH 0.1023 M para la neutralización. a) Escriba la ecuación iónica neta para la reacción. b) ¿Cuál es el porcentaje de pureza de la muestra?
- 4.133** ¿La siguiente es una reacción redox? Explique.
- $$3O_2(g) \longrightarrow 2O_3(g)$$
- 4.134** ¿Cuál es el número de oxidación del O en el HFO?
- 4.135** Utilice modelos moleculares como los de las figuras 4.7 y 4.8 para representar las siguientes reacciones ácido-base:
- a) $OH^- + H_3O^+ \longrightarrow 2H_2O$
b) $NH_4^+ + NH_2^- \longrightarrow 2NH_3$
- Identifique el ácido y la base de Brønsted en cada caso.
- 4.136** El alcohol contenido en una muestra de 10.0 g de sangre de un conductor, necesitó 4.23 mL de $K_2Cr_2O_7$ 0.07654 M para su valoración. ¿Podría la policía procesar al individuo por conducir ebrio? (Sugerencia: Véase sección La química en acción de la página 129.)
- 4.137** Al almacenarse, el ácido nítrico concentrado gradualmente se vuelve amarillento. Explique por qué sucede. (Sugerencia: El ácido nítrico se descompone lentamente. El dióxido de nitrógeno es un gas colorido.)
- 4.138** Describa la preparación de los siguientes gases en el laboratorio: a) hidrógeno, b) oxígeno, c) dióxido de carbono y d) nitrógeno. Indique el estado físico de los reactivos y productos en cada caso. [Sugerencia: El nitrógeno se puede obtener al calentar nitrito de amonio (NH_4NO_2).]
- 4.139** Dé una explicación química para cada una de las siguientes situaciones: a) Cuando se agrega calcio metálico a una disolución de ácido sulfúrico se genera hidrógeno gaseoso. Varios minutos después, la reacción se hace más lenta y finalmente se detiene aun cuando ninguno de los reactivos se haya consumido. Explique a qué se debe esto. b) En la serie de actividad, el aluminio está por arriba del hidrógeno y, sin embargo, el metal no parece reaccionar con vapor de agua y ácido clorhídrico. ¿Por qué? c) El sodio y el potasio están situados por arriba del cobre en la serie de actividad. Explique por qué los iones Cu^{2+} presentes en una disolución de $CuSO_4$ no se convierten en cobre metálico al agregar estos metales. d) Un metal M reacciona lentamente con vapor de agua. No se observa cambio alguno cuando se coloca en una disolución de sulfato de hierro(II) de color verde pálido. ¿En qué posición de la serie de actividad debe colocarse el metal M? e) Antes de que el aluminio metálico se obtuviera por electrólisis, se producía por reducción de

su cloruro (AlCl_3) con un metal activo. ¿Qué metales se usarían para producir aluminio de esta manera?

- 4.140** Consulte la figura 4.18 y explique por qué se debe disolver un sólido completamente antes de llevar la disolución hasta el volumen deseado.
- 4.141** Utilice el siguiente esquema de la tabla periódica e indique el nombre y la posición de dos metales que sean capaces de a) desplazar al hidrógeno del agua fría, b) desplazar al hidrógeno del vapor de agua, c) desplazar al hidrógeno de un ácido. También indique dos metales que no reaccionen con vapor de agua ni con ácido.

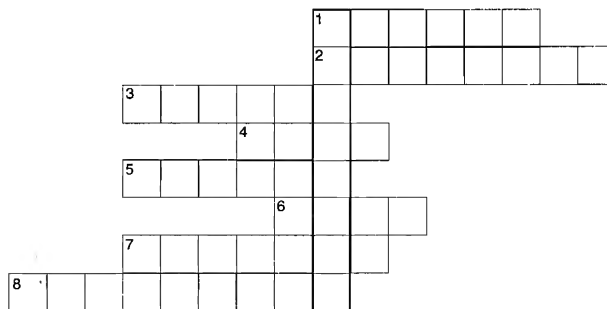


- 4.142** ¿Puede clasificarse la siguiente reacción de descomposición como una reacción ácido-base? Explique por qué.



- 4.143** Crucigrama de los metales y la serie de actividad.*
- 1) Desplaza a la plata pero no al plomo.
 - 2) Metal simbólico en muchas versiones de la serie de actividad.
 - 3) Metal no reactivo, una de sus sales se utiliza en la prueba de cloruros.
 - 4) Metal de transición más abundante en la corteza terres-

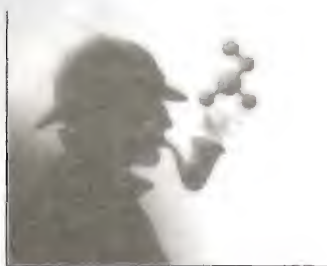
tre. 5) Este metal forma un nitrato difícil de descomponer. 6) Metal utilizado en la protección de sacrificio de la corrosión del hierro. 7) Primer miembro de los elementos del Grupo 1A. 8) Este metal no reacciona con agua, pero sí con ácidos. (Tomado de *Metals and the reactivity series*, InfoChem, 23 de septiembre de 1993. Impreso con autorización de *Education in Chemistry*.)



Respuestas a los ejercicios

4.1 a) Insoluble, b) insoluble, c) soluble. **4.2** $\text{Al}^{3+}(ac) + 3\text{OH}^-(ac) \longrightarrow \text{Al}(\text{OH})_3(s)$. **4.3** a) Base de Brønsted, b) Ácido de Brønsted. **4.4** a) P: +3, F: -1; b) Mn: +7, O: -2. **4.5** a) Reacción de desplazamiento de hidrógeno, b) reacción de combinación, c) reacción de desproporción, d) reacción de desplazamiento de metal. **4.6** 0.452 M. **4.7** Diluya 34.2 mL de la solución concentrada hasta 200 mL. **4.8** 92.02%. **4.9** 0.3822 g. **4.10** 10.0 mL. **4.11** 204 mL.

* N. de la T. El crucigrama debe resolverse con los nombres de los elementos en inglés.



Misterio químico

¿Quién mató a Napoleón?

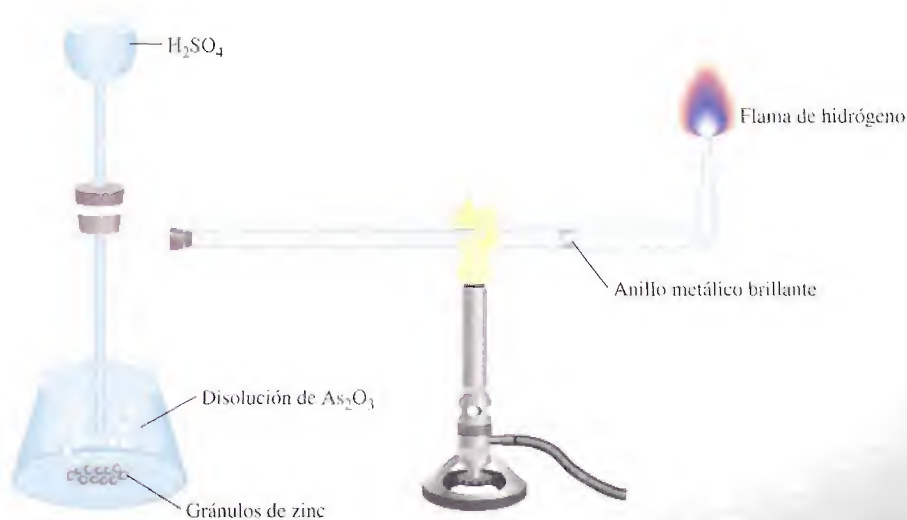
Después de su derrota en Waterloo, en 1815, Napoleón se exilió en Santa Elena, una pequeña isla del océano Atlántico, donde pasó los últimos seis años de su vida. En la década de los sesenta, se analizaron muestras del cabello de Napoleón y se encontró que tenían un alto nivel de arsénico, lo cual sugería que posiblemente fue envenenado. Los sospechosos principales eran el gobernador de Santa Elena, con quien Napoleón no se llevaba bien, y la familia real francesa, que quería evitar su regreso a Francia.

El arsénico elemental no es peligroso. El veneno comúnmente utilizado es en realidad óxido de arsénico(III), As_2O_3 , un compuesto blanco que se disuelve en agua, no tiene sabor y es difícil de detectar si se administra por largo tiempo. Alguna vez, a éste se le conoció como "el polvo de la herencia" porque podía añadirse al vino del abuelo para apresurar su muerte y ¡así el nieto podría heredar los bienes!

En 1832, el químico inglés James Marsh desarrolló un procedimiento para detectar arsénico. En esta prueba, que ahora lleva el nombre de Marsh, se combina el hidrógeno formado por la reacción entre zinc y ácido sulfúrico con una muestra del supuesto veneno. Si hay As_2O_3 presente, reacciona con el hidrógeno y forma arsina (AsH_3), un gas tóxico. Cuando la arsina gaseosa se calienta, se descompone y forma arsénico, que se reconoce por su brillo metálico. La prueba de Marsh es un medio de disuasión efectivo para evitar los homicidios con As_2O_3 , pero se inventó demasiado tarde para ayudar a Napoleón si es que, en efecto, hubiera sido víctima de envenenamiento intencional con arsénico.

En los inicios de la década de los noventa, surgieron dudas acerca de la teoría de conspiración en la muerte de Napoleón debido a que se encontró que una muestra del papel tapiz de su estudio contenía

Dispositivo para la prueba de Marsh. El ácido sulfúrico se añade a una disolución que contiene óxido de arsénico(III) y zinc metálico. El hidrógeno producido reacciona con el As_2O_3 para formar arsina (AsH_3). Al calentarse, la arsina se descompone y forma hidrógeno gaseoso y arsénico elemental, que tiene un aspecto metálico.



arsenato de cobre (CuHAsO_4), un pigmento verde que se utilizaba comúnmente en la época de Napoleón. Se ha sugerido que el clima húmedo de Santa Elena promovió el crecimiento de moho en el papel tapiz. Para librarse del arsénico, el moho pudo haberlo convertido en trimetilarsina [$(\text{CH}_3)_3\text{As}$], un compuesto volátil y muy venenoso. La exposición prolongada a estos vapores pudo haber deteriorado la salud de Napoleón, lo que explicaría la presencia de arsénico en su cuerpo, aunque no haya sido la causa principal de su muerte. Esta interesante teoría se apoya en el hecho de que los invitados asiduos de Napoleón sufrían trastornos gastrointestinales y otros sínto-

mas de envenenamiento con arsénico, pero su salud mejoraba cuando pasaban muchas horas trabajando en el jardín, el principal pasatiempo en la isla.

Posiblemente nunca se sabrá si Napoleón murió por envenenamiento intencional o accidental con arsénico, pero este ejercicio de detectives de la historia aporta un ejemplo fascinante del uso del análisis químico. Éste no sólo se utiliza en la ciencia forense, sino también tiene una función esencial en el intento de abarcar desde la investigación pura hasta las aplicaciones prácticas, como el control de calidad de productos comerciales y el diagnóstico clínico.

Pistas químicas

1. El arsénico en el cabello de Napoleón se detectó por medio de una técnica llamada *activación de neutrones*. Cuando el arsénico-75 se bombardea con neutrones de alta energía, se convierte en el isótopo radiactivo As-76. La energía de los rayos γ emitidos por el isótopo radiactivo es característica del arsénico y la intensidad de los rayos determina cuánto arsénico se encuentra presente en la muestra. Con esta técnica, se pueden detectar cantidades tan pequeñas de arsénico como 5 ng (5×10^{-9} g) por 1 g de material. *a)* Escriba los símbolos para los dos isótopos de As, mostrando el número de masa y el número atómico. *b)* Mencione dos ventajas del análisis del contenido de arsénico por activación de neutrones en lugar del análisis químico.
2. El arsénico no es un elemento esencial para el cuerpo humano. *a)* De acuerdo con la posición que tiene en la tabla periódica, sugiera la causa de su toxicidad. *b)* Aparte del cabello, ¿dónde más se podría buscar la acumulación del elemento si se sospecha de envenenamiento con arsénico?
3. La prueba de Marsh para el arsénico implica los siguientes pasos: *a)* La generación de hidrógeno gaseoso cuando se añade ácido sulfúrico al zinc. *b)* La reacción del hidrógeno con óxido de As(III) para producir arsina. *c)* La transformación de arsina en arsénico por calentamiento. Escriba las ecuaciones que representan estos pasos e identifique el tipo de reacción en cada uno.



Un rizo del cabello de Napoleón.

Gases



El primer vuelo tripulado de un globo de aire caliente tuvo lugar en París, en 1783.

Introducción

En ciertas condiciones de presión y temperatura, es posible que la mayoría de las sustancias existan en alguno de los tres estados de la materia: sólido, líquido o gaseoso. Por ejemplo, el agua puede estar en estado sólido como hielo, en estado líquido como agua o en estado gaseoso como vapor. Las propiedades físicas de una sustancia dependen a menudo de su estado.

Los gases, tema de este capítulo, son en diversos aspectos, mucho más sencillos que los líquidos y los sólidos. El movimiento molecular de los gases resulta totalmente aleatorio, y las fuerzas de atracción entre sus moléculas son tan pequeñas que cada una se mueve en forma libre y fundamentalmente independiente de las otras. Sujetos a cambios de temperatura y presión, los gases se comportan en forma más previsible que los sólidos y los líquidos. Las leyes que norman este comportamiento han desempeñado un importante papel en el desarrollo de la teoría atómica de la materia y la teoría cinética molecular de los gases.

- 5.1** Sustancias que existen como gases
- 5.2** Presión de un gas
- 5.3** Las leyes de los gases
- 5.4** La ecuación del gas ideal
- 5.5** La estequiometría de los gases
- 5.6** Ley de Dalton de las presiones parciales
- 5.7** La teoría cinética molecular de los gases
- 5.8** Desviación del comportamiento ideal

FIGURA 5.1 Elementos que existen como gases a 25°C y 1 atm (en color azul). Los gases nobles (los elementos del grupo 8A) son especies monoatómicas; los otros elementos existen como moléculas diatómicas. El ozono (O_3) también es un gas.

Tabla 5.1 Algunas sustancias que existen en estado gaseoso a 1 atm y 25°C

Elementos	Compuestos
H ₂ (hidrógeno molecular)	HF (fluoruro de hidrógeno)
N ₂ (nitrógeno molecular)	HCl (cloruro de hidrógeno)
O ₂ (oxígeno molecular)	HBr (bromuro de hidrógeno)
O ₃ (ozono)	HI (yoduro de hidrógeno)
F ₂ (flúor molecular)	CO (monóxido de carbono)
Cl ₂ (cloro molecular)	CO ₂ (dióxido de carbono)
He (helio)	NH ₃ (amoníaco)
Ne (neón)	NO (óxido nítrico)
Ar (argón)	NO ₂ (dióxido de nitrógeno)
Kr (kriptón)	N ₂ O (óxido nitroso)
Xe (xenón)	SO ₂ (dióxido de azufre)
Rn (radón)	H ₂ S (sulfuro de hidrógeno)
	HCN (cianuro de hidrógeno)*

* Aunque el punto de ebullición del HCN es 26°C, se considera como gas en las condiciones atmosféricas ordinarias.

Un gas es una sustancia que normalmente se halla en estado gaseoso a temperaturas y presiones ordinarias; un vapor es la forma gaseosa de cualquier sustancia que es líquida o sólida a temperaturas y presiones normales. Entonces, a 25°C y 1 atm de presión, se habla de vapor de agua y oxígeno gaseoso.

lo 11). En general, mientras más fuertes sean esas atracciones, es menor la posibilidad de que un compuesto exista como gas a las temperaturas ordinarias.

De los gases que se indican en la tabla 5.1, sólo el O₂ es esencial para la vida. El sulfuro de hidrógeno (H₂S) y el cianuro de hidrógeno (HCN) son muy venenosos, en tanto que otros, como el CO, NO₂, O₃ y SO₂, resultan un poco menos tóxicos. Los gases He, Ne y Ar son químicamente inertes, es decir, no reaccionan con ninguna otra sustancia. La mayoría de los gases son incoloros, con excepción del F₂, Cl₂ y NO₂. El color café oscuro del NO₂ es visible a veces en el aire contaminado. Todos los gases poseen las siguientes características físicas:

- Adoptan la forma y el volumen del recipiente que los contiene.
- Se consideran los más compresibles de los estados de la materia.
- Cuando se encuentran confinados en el mismo recipiente se mezclan completa y uniformemente.
- Cuentan con densidades mucho menores que los sólidos y líquidos.

NO₂ gaseoso.

5.2 Presión de un gas

Los gases ejercen presión sobre cualquier superficie con la que entren en contacto, ya que las moléculas gaseosas se hallan en constante movimiento. Los humanos nos hemos adaptado fisiológicamente tan bien a la presión del aire que nos rodea, que usualmente desconocemos su existencia, quizás como los peces son inconscientes de la presión del agua sobre ellos.

La presión atmosférica se demuestra fácilmente. Un ejemplo común es al beber un líquido con un popote. Al succionar el aire del popote se reduce la presión en su interior, el vacío creado se llena con el líquido que es empujado hacia la parte superior del popote por la mayor presión atmosférica.

Unidades del sistema internacional (SI) para la presión

La presión es una de las propiedades de los gases que se mide con mayor facilidad. Para entender cómo se mide la presión de un gas, conviene saber cómo se obtienen las unidades de medición. Para ello, se empezará con la velocidad y la aceleración.

La *velocidad* se define como el cambio en la distancia en función del tiempo; es decir,

$$\text{velocidad} = \frac{\text{distancia recorrida}}{\text{tiempo transcurrido}}$$

La unidad SI de velocidad es m/s, aunque también se utiliza cm/s.

La *aceleración* es el cambio de velocidad en función del tiempo, o

$$\text{aceleración} = \frac{\text{cambio de velocidad}}{\text{tiempo transcurrido}}$$

La aceleración se mide en m/s^2 (o cm/s^2).

La segunda ley del movimiento, formulada por Sir Isaac Newton¹ a finales del siglo XVII, define otro término, llamado *fuerza*, del cual se derivan las unidades de presión. De acuerdo con esta ley,

$$\text{fuerza} = \text{masa} \times \text{aceleración}$$

En este contexto, la *unidad SI de fuerza* es el **newton (N)**, donde

$$1 \text{ N} = 1 \text{ kg m/s}^2$$

Por último, la **presión** se define como la *fuerza aplicada por unidad de área*:

$$\text{presión} = \frac{\text{fuerza}}{\text{área}}$$

La unidad SI de presión es el **pascal (Pa)**², que se define como *un newton por metro cuadrado*:

$$1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2$$

De una manera burda, 1 N es equivalente a la fuerza ejercida por la gravedad de la Tierra sobre una manzana.

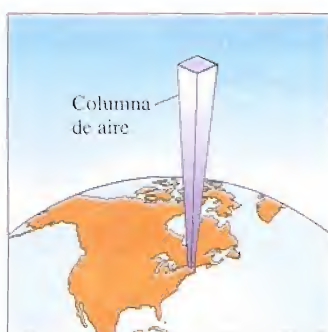


FIGURA 5.2 La presión que se ejerce por una columna de aire se extiende de la superficie de la Tierra (nivel del mar) a la atmósfera superior.

Presión atmosférica

Los átomos y las moléculas de los gases en la atmósfera, como el resto de la materia, están sujetos a la atracción gravitacional de la Tierra; por consiguiente, la atmósfera es mucho más densa cerca de la superficie de la Tierra que a altitudes elevadas. (El aire fuera de la cabina presurizada de un avión a 9 km es muy ligero para ser respirado.) De hecho, la densidad del aire disminuye muy rápido al aumentar la distancia a la Tierra. Las mediciones señalan que aproximadamente 50% de la atmósfera se encuentra dentro de 6.4 km de la superficie de la Tierra, el 90% dentro de 16 km, y el 99% dentro de 32 km. No sorprende que cuanto más denso sea el aire, mayor es la presión que ejerce. La fuerza que experimenta cualquier superficie expuesta a la atmósfera de la Tierra es igual al *peso de la columna de aire que está encima de ella*. La **presión atmosférica**, como lo indica su nombre, es la *presión que ejerce la atmósfera de la Tierra* (figura 5.2). El valor real de la presión atmosférica depende de la localización, la temperatura y las condiciones climáticas.

¿Cómo se mide la presión atmosférica? Probablemente **el barómetro** es el *instrumento más común para medirla*. Un barómetro sencillo consta en un tubo largo de vidrio, cerrado de un extremo y lleno de mercurio. Si el tubo se invierte con cuidado sobre

¹ Sir Isaac Newton (1642-1726), matemático, físico y astrónomo inglés, es considerado por muchos como uno de los dos físicos más grandes que ha conocido el mundo (el otro es Albert Einstein). Difícilmente hay una rama de la física en la que Newton no haya hecho una contribución importante. Su libro *Principia*, publicado en 1687, marca una era en la historia de la ciencia.

² Blaise Pascal (1623-1662). Matemático y físico francés. Su trabajo abarcó un campo amplio en las matemáticas y la física, pero su especialidad era el área de la hidrodinámica (el estudio del movimiento de los fluidos). También inventó una calculadora.

un recipiente con mercurio, de manera que no entre aire en el tubo, parte del mercurio saldrá del tubo hacia el recipiente, creando un vacío en el extremo superior (figura 5.3). El peso del mercurio remanente en el tubo se conserva por la presión atmosférica que actúa sobre la superficie del mercurio en el recipiente. La **presión atmosférica estándar (1 atm)** es igual a la presión que soporta una columna de mercurio exactamente de 760 mm (o 76 cm) de altura a 0°C al nivel del mar. En otras palabras, la presión atmosférica estándar es igual a la presión de 760 mmHg, donde mmHg representa la presión ejercida por una columna de mercurio de 1 mm de altura. La unidad de mmHg también se llama *torr*, en honor del científico italiano Evangelista Torricelli³, quien inventó el barómetro. Así

$$1 \text{ torr} = 1 \text{ mmHg}$$

y

$$\begin{aligned} 1 \text{ atm} &= 760 \text{ mmHg} \\ &= 760 \text{ torr} \end{aligned}$$

La relación entre atmósferas y pascales (véase apéndice 2) es

$$\begin{aligned} 1 \text{ atm} &= 101\,325 \text{ Pa} \\ &= 1.01325 \times 10^5 \text{ Pa} \end{aligned}$$

y, dado que 1 000 Pa = 1 kPa (kilopascal)

$$1 \text{ atm} = 1.01325 \times 10^2 \text{ kPa}$$

Los siguientes ejemplos muestran la conversión de mmHg a atm y kPa.

Ejemplo 5.1 La presión externa de un avión de propulsión que vuela a gran altitud es considerablemente menor que la presión atmosférica estándar. Por ello, el aire del interior de la cabina debe presurizarse para proteger a los pasajeros. ¿Cuál es la presión (en atm) en la cabina si la lectura del barómetro es 688 mmHg?

Razonamiento y solución Se trata de un problema de conversión de unidades y se necesita el factor unitario (1 atm/760 mmHg). Así, la presión atmosférica es

$$\begin{aligned} \text{presión} &= 688 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \\ &= 0.905 \text{ atm} \end{aligned}$$

Ejercicio Convierta 749 mmHg en atmósferas.

Ejemplo 5.2 La presión atmosférica en San Francisco en un cierto día fue de 732 mmHg. ¿Cuál fue la presión en kPa?

Razonamiento y solución Como en el ejemplo 5.1, también es un problema de conversión de unidades. Las ecuaciones necesarias son

$$1 \text{ atm} = 1.01325 \times 10^5 \text{ Pa} = 760 \text{ mmHg}$$

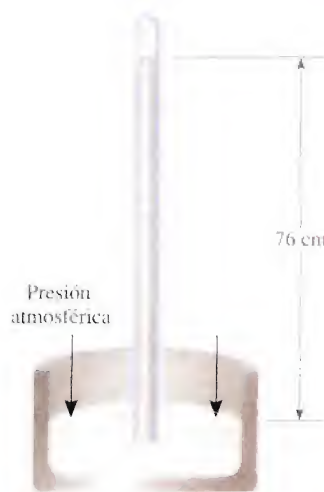
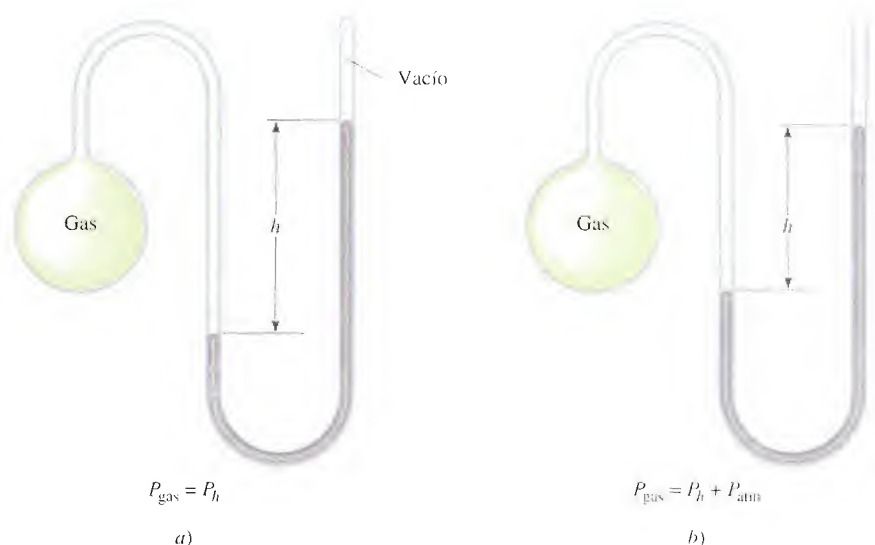


FIGURA 5.3 Un barómetro para medir la presión atmosférica. Encima del mercurio contenido en el tubo hay un vacío. La columna de mercurio se mantiene por la presión atmosférica.

Problema similar: 5.14.

³ Evangelista Torricelli (1608-1674). Matemático italiano. Todo indica que Torricelli fue la primera persona que reconoció la existencia de la presión atmosférica.

FIGURA 5.4 Dos tipos de manómetros utilizados para medir las presiones de los gases. a) La presión del gas es menor que la presión atmosférica. b) La presión del gas es mayor que la presión atmosférica.



que permiten calcular la presión atmosférica en kPa:

$$\begin{aligned} \text{presión} &= 732 \text{ mmHg} \times \frac{1.01325 \times 10^5 \text{ Pa}}{760 \text{ mmHg}} \\ &= 9.76 \times 10^4 \text{ Pa} \\ &= 97.6 \text{ kPa} \end{aligned}$$

Problema similar: 5.13.

Ejercicio Convierta 295 mmHg en kilopascales.

Un **manómetro** es un dispositivo para medir la presión de los gases distintos a los de la atmósfera. El principio de operación de un manómetro es parecido al de un barómetro. Existen dos tipos de manómetros, que se observan en la figura 5.4. El **manómetro de tubo cerrado** se utiliza comúnmente para medir presiones menores a la presión atmosférica [figura 5.4a)], mientras que el **manómetro de tubo abierto** es más adecuado para medir presiones iguales o mayores que la presión atmosférica [figura 5.4b)].

Casi todos los barómetros y la mayoría de los manómetros emplean mercurio como fluido de trabajo, a pesar de que es una sustancia tóxica, al igual que sus vapores. La razón es que el mercurio tiene una densidad muy alta (13.6 g/mL) en comparación con la mayoría de los líquidos. Como la altura de la columna de un líquido es inversamente proporcional a su densidad, esta propiedad permite construir barómetros y manómetros pequeños que se manipulan con facilidad.

5.3 Las leyes de los gases



Leyes de los gases

Las leyes de los gases que se estudiarán en este capítulo son producto de incontables experimentos que se realizaron sobre las propiedades físicas de los gases durante varios siglos. Cada una de las generalizaciones en cuanto al comportamiento macroscópico de las sustancias gaseosas representa una etapa importante en la historia de la ciencia. En conjunto, tales generalizaciones han tenido un papel muy destacado en el desarrollo de muchas ideas de la química.

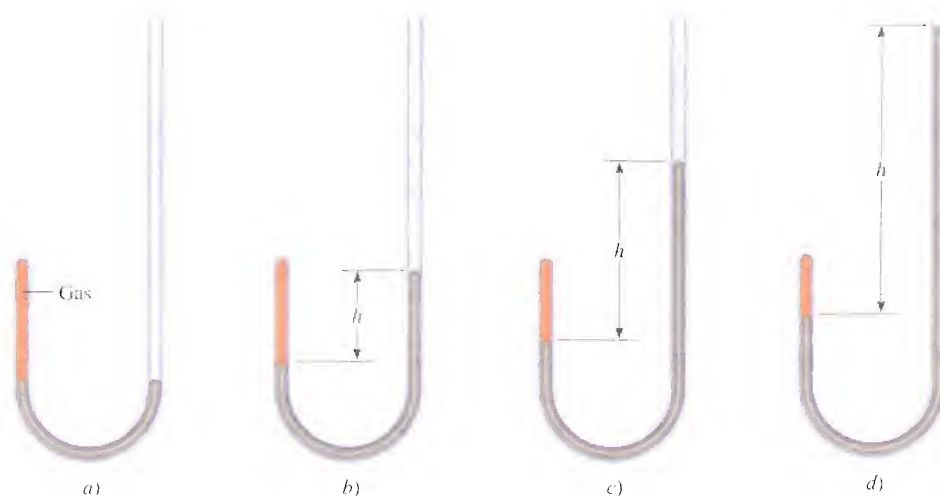


FIGURA 5.5 Aparato para estudiar la relación entre la presión y el volumen de un gas. En a) la presión del gas es igual a la presión atmosférica. La presión ejercida sobre el gas aumenta desde a) hasta d) a medida que se agrega mercurio, y el volumen del gas disminuye, como lo predice la ley de Boyle. La presión adicional ejercida sobre el gas se observa por la diferencia entre los niveles de mercurio (h mmHg). La temperatura del gas se mantiene constante.

La relación presión-volumen: ley de Boyle

En el siglo XVII, Robert Boyle⁴ estudió sistemática y cuantitativamente el comportamiento de los gases. En una serie de experimentos, Boyle analizó la relación que hay entre la presión y el volumen de una muestra de un gas, por medio de un aparato como el que se ilustra en la figura 5.5. La presión ejercida sobre el gas por el mercurio que se agrega al tubo, como se presenta en la figura 5.5a), es igual a la presión atmosférica. En tanto en la 5.5b) se aprecia que un aumento en la presión, debido a la adición mayor de mercurio, conduce a una disminución del volumen del gas y a un desnivel en la columna de mercurio. Boyle notó que cuando la temperatura se mantiene constante, el volumen (V) de una cantidad dada de un gas se reduce cuando la presión total que se aplica (P) —la presión atmosférica más la presión debida al mercurio añadido—, aumenta. Esta relación entre presión y volumen es clara en las figuras 5.5b), c) y d). Por el contrario, si la presión que se aplica decrece, el volumen del gas aumenta. En la tabla 5.2 se indican los resultados de algunas mediciones de presión y volumen.

Los datos de P y V registrados en la tabla 5.2 son congruentes con esta expresión matemática que señala la relación inversa entre la presión y el volumen:

$$P \propto \frac{1}{V}$$

donde el símbolo \propto significa *proporcional a*. Para cambiar el signo \propto por el de igualdad se escribe

La presión aplicada a un gas es igual a la presión del gas.

Tabla 5.2 Relaciones típicas de presión y volumen obtenidas por Boyle

P (mmHg)	724	869	951	998	1230	1893	2250
V (unidades arbitrarias)	1.50	1.33	1.22	1.16	0.94	0.61	0.51
PV	1.09×10^3	1.16×10^3	1.16×10^3	1.16×10^3	1.2×10^3	1.2×10^3	1.1×10^3

⁴ Robert Boyle (1627-1691). Químico y filósofo británico. Aunque se le asocia comúnmente con la ley de los gases que lleva su nombre, Boyle, realizó muchas otras contribuciones importantes a la química y a la física. Aun cuando estuvo en desacuerdo frecuente con sus contemporáneos científicos, su libro *El químico escéptico* (1661) ha influido en diversas generaciones de químicos.

$$P = k_1 \times \frac{1}{V} \quad (5.1a)$$

donde k_1 es una constante llamada *constante de proporcionalidad*. La ecuación (5.1a) es una expresión de la **ley de Boyle**, la cual establece que *la presión de una cantidad fija de un gas mantenido a temperatura constante es inversamente proporcional al volumen del gas*. Reordenando la ecuación (5.1a) se obtiene

$$PV = k_1 \quad (5.1b)$$

Esta forma de la ley de Boyle establece que el producto de la presión y el volumen de un gas a temperatura y cantidad del gas constantes, es una constante. En la figura 5.6 se observa una representación esquemática de la ley de Boyle. La cantidad n es el número de moles del gas y R es una constante, que se definirá en la sección 5.4. Así, la constante de proporcionalidad, k_1 , de la ecuación (5.1) es igual a nRT .

El concepto de una cantidad proporcional a otra y el uso de una constante de proporcionalidad se explica con la siguiente analogía. El ingreso diario de un cine depende tanto del precio de los boletos (en pesos por boleto) como del número de boletos vendidos. Si se supone que el cine cobra por todos los boletos al mismo precio, se escribe

$$\text{ingreso} = (\text{pesos/boleto}) \times \text{número de boletos vendidos}$$

Como el número de boletos vendidos varía diariamente, se dice que el ingreso en un día determinado es proporcional al número de boletos vendidos:

$$\begin{aligned} \text{ingreso} &\propto \text{número de boletos vendidos} \\ &= C \times \text{número de boletos vendidos} \end{aligned}$$

donde C , la constante de proporcionalidad, es el precio por boleto.

En la figura 5.7 se muestran dos formas convencionales de expresión gráfica de los descubrimientos de Boyle. La figura 5.7a) es un gráfico de la ecuación $PV = k_1$; la figura 5.7b) es un gráfico de la ecuación equivalente $P = k_1 \times 1/V$. Observe que esta última es una ecuación lineal de la forma $y = mx + b$, donde $b = 0$.

Aunque los valores individuales de presión y volumen pueden variar mucho para una muestra dada de un gas, siempre que la temperatura permanezca constante y la cantidad de gas no cambie, el producto $P \times V$ será igual a la misma constante. Por consiguiente, para una muestra de un gas bajo dos condiciones distintas a temperatura constante, se tiene

$$P_1V_1 = k_1 = P_2V_2$$

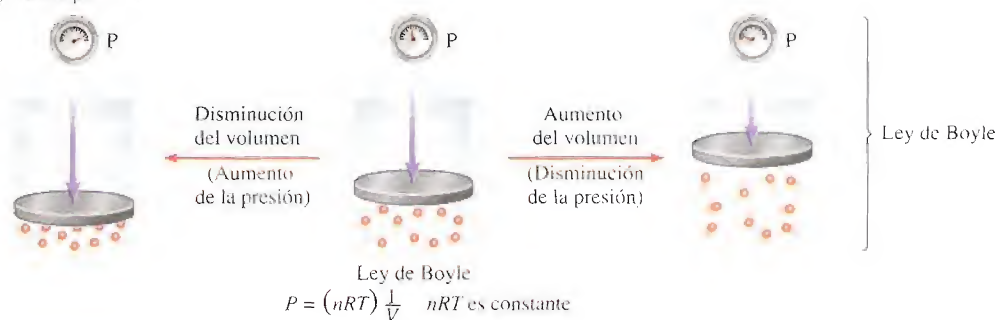
o

$$P_1V_1 = P_2V_2 \quad (5.2)$$

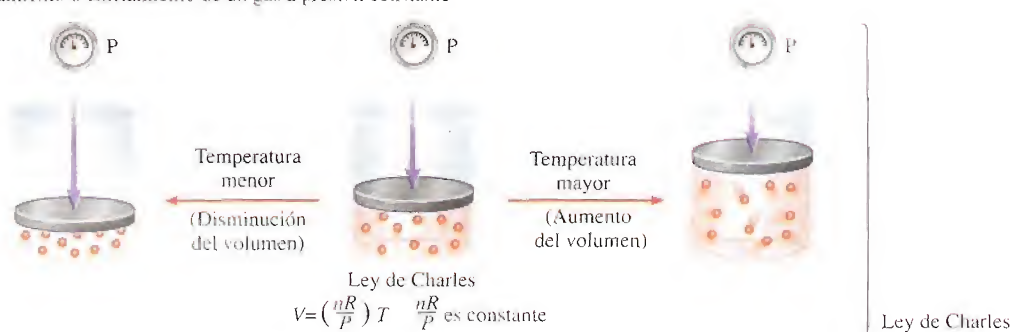
donde V_1 y V_2 son los volúmenes a las presiones P_1 y P_2 , respectivamente.

Una aplicación común de la ley de Boyle, es predecir, con base en la ecuación (5.2), en qué forma se afectará el volumen de un gas por un cambio de presión, o cómo impactará la presión ejercida por un gas mediante el cambio de volumen. En el ejemplo 5.3 se ilustra el procedimiento para resolver problemas con la ley de Boyle.

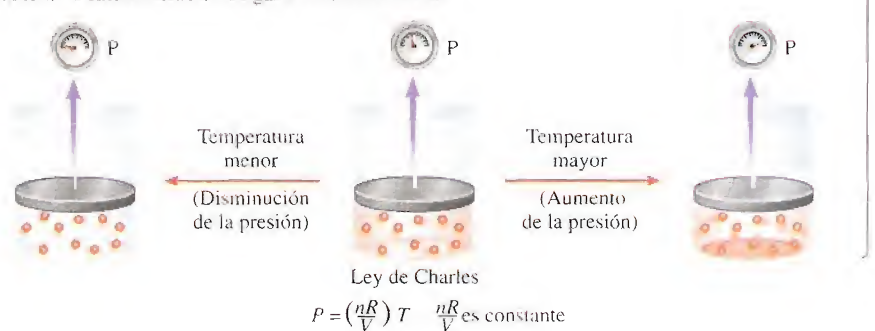
Aumento y disminución del volumen de un gas a temperatura constante



Calentamiento o enfriamiento de un gas a presión constante



Calentamiento o enfriamiento de un gas a volumen constante



Dependencia del volumen de la cantidad de un gas a temperatura y presión constantes

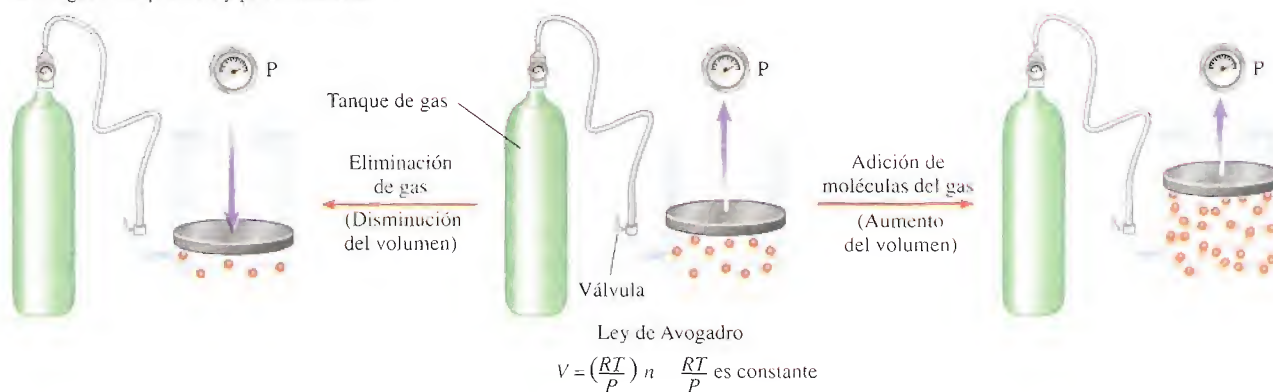
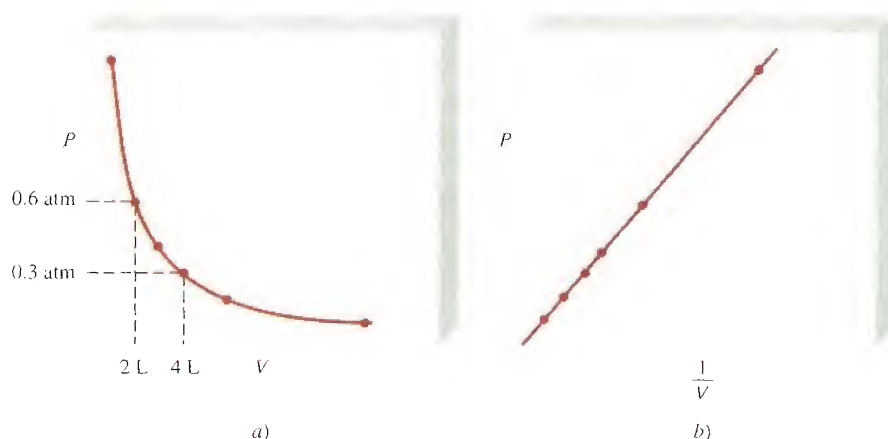


FIGURA 5.6 Representación esquemática de las leyes de Boyle, Charles y Avogadro.

FIGURA 5.7 En estos gráficos se representa la variación del volumen de una muestra de gas con la presión que se ejerce sobre él a temperatura constante. a) P contra V . Observe que el volumen del gas se duplica cuando la presión se reduce a la mitad; b) P contra $1/V$.



Un globo de investigación científica.

Ejemplo 5.3 Un globo inflado con un volumen de 0.55 L al nivel del mar (1.0 atm) se deja elevar a una altura de 6.5 km, donde la presión es de casi 0.40 atm.

Suponiendo que la temperatura permanece constante, ¿cuál es el volumen final del globo?

Razonamiento y solución Observe que el número de moles y la temperatura del gas se mantienen constantes; por tanto, se utiliza la ley de Boyle. A partir de la ecuación (5.2):

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

donde

Condiciones iniciales	Condiciones finales
$P_1 = 1.0 \text{ atm}$	$P_2 = 0.40 \text{ atm}$
$V_1 = 0.55 \text{ L}$	$V_2 = ?$

Así

$$\begin{aligned}
 V_2 &= V_1 \times \frac{P_1}{P_2} \\
 &= 0.55 \text{ L} \times \frac{1.0 \text{ atm}}{0.40 \text{ atm}} \\
 &= 1.4 \text{ L}
 \end{aligned}$$

Comentario Cuando la presión se reduce (a una temperatura constante), el volumen aumenta. El volumen final es mayor que el inicial, de modo que la respuesta resulta razonable.

Problema similar: 5.17.

Ejercicio Una muestra de cloro gaseoso ocupa un volumen de 946 mL a una presión de 726 mmHg. Calcule la presión del gas (en mmHg) si el volumen se reduce a temperatura constante a mL.

La relación temperatura-volumen: ley de Charles y de Gay-Lussac

La ley de Boyle depende de que la temperatura del sistema permanezca constante. Pero suponga que cambia la temperatura. ¿Cómo afectará el cambio de la temperatura al volumen y la presión de un gas? Veamos por principio de cuentas el efecto de la temperatura sobre el volumen de un gas. Los primeros investigadores que estudiaron esta relación fueron los científicos franceses, Jacques Charles⁵ y Joseph Gay-Lussac⁶. Sus estudios demostraron que, a una presión constante, el volumen de una muestra de gas se expande cuando se calienta y se contrae al enfriarse (figura 5.8). Las relaciones cuantitativas implicadas en estos cambios de temperatura y volumen del gas resultan notablemente congruentes. Por ejemplo, se observa un fenómeno interesante cuando se estudia la relación entre temperatura y volumen a varias presiones. A cualquier presión dada, el gráfico de volumen contra temperatura es una línea recta. Extrapolando la recta al volumen cero, se encuentra que la intersección en el eje de temperatura tiene un valor de -273.15°C . A cualquier otra presión se obtiene una recta diferente para el gráfico de volumen y temperatura, pero se alcanza la *misma* intersección de -273.15°C para la temperatura correspondiente al volumen cero (figura 5.9). (En la práctica, se puede medir el volumen de un gas sólo en un intervalo limitado de temperatura, ya que todos los gases se condensan a bajas temperaturas para formar líquidos.)

En 1848, Lord Kelvin⁷ comprendió el significado de dicho fenómeno. Identificó la temperatura de -273.15°C como el **cero absoluto**, teóricamente *la temperatura más baja posible*. Tomando el **cero absoluto** como punto de partida, estableció entonces una **escala de temperatura absoluta**, conocida ahora como **escala de temperatura Kelvin** (véase sección 1.7). En la escala Kelvin, un kelvin (K) es igual en *magnitud* a un grado Celsius. La única diferencia entre la escala de temperatura absoluta y la de Celsius es la posición del cero. Los puntos importantes de las dos escalas se comparan del siguiente modo:



FIGURA 5.8 Variación del volumen de una muestra de gas con la temperatura, a presión constante. La presión ejercida sobre el gas es la suma de la presión atmosférica y la presión debida al peso de la columna de mercurio.

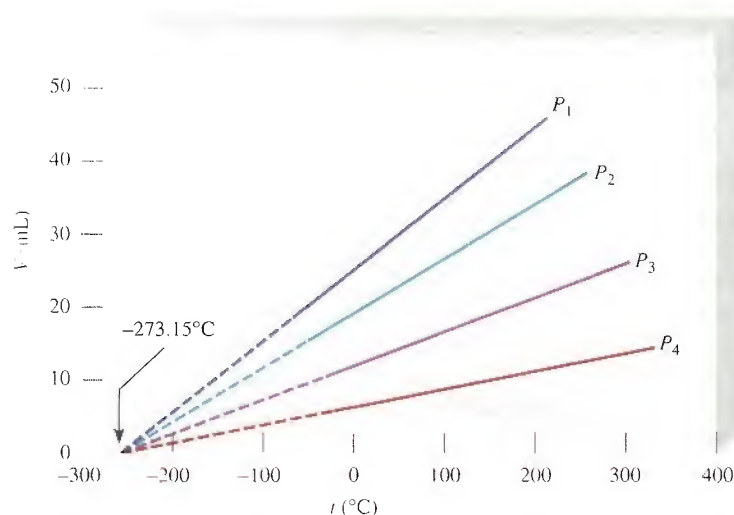


FIGURA 5.9 Variación del volumen de una muestra de gas con el cambio de temperatura a presión constante. Cada línea representa la variación a una cierta presión. Las presiones aumentan desde P_1 hasta P_4 . Todos los gases terminan por condensarse (se vuelven líquidos) si se enfrían a temperaturas suficientemente bajas; las líneas sólidas representan la región de temperatura por arriba del punto de condensación. Al extrapolar estas líneas (líneas interrumpidas), todas coinciden en el punto que representa el volumen cero y una temperatura de -273.15°C .

⁵ Jacques Alexandre Cesar Charles (1746-1823). Físico francés. Fue un orador dotado, inventor de aparatos científicos y la primera persona que utilizó hidrógeno para inflar globos.

⁶ Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850). Químico y físico francés. Como Charles, Gay-Lussac fue también un entusiasta de los globos. En una ocasión ascendió a 20,000 pies para recoger muestras de aire y analizarlas.

⁷ William Thomson, Lord Kelvin (1824-1907). Matemático y físico escocés. Kelvin hizo trabajos importantes en casi todas las ramas de la física.

En condiciones experimentales especiales, los científicos han logrado estar a unas fracciones del cero absoluto o kelvin.

	Escala Kelvin	Escala Celsius
Cero absoluto	0 K	-273.15°C
Punto de congelación del agua	273.15 K	0°C
Punto de ebullición del agua	373.15 K	100°C

La conversión entre °C y K se encuentra en la página 17. En la mayoría de los cálculos de este texto se utilizará 273 en lugar de 273.15 para relacionar K y °C. Por convenio, se utiliza T para denotar la temperatura absoluta (kelvin) y t para indicar la temperatura en la escala Celsius.

La dependencia del volumen de un gas con la temperatura, se da por

$$\begin{aligned} V &\propto T \\ V &= k_2 T \\ \text{o} \quad \frac{V}{T} &= k_2 \end{aligned} \quad (5.3)$$

donde k_2 es la constante de proporcionalidad. La ecuación (5.3) se conoce como **ley de Charles y de Gay-Lussac**, o simplemente **ley de Charles**, la cual establece que *el volumen de una cantidad fija de gas, mantenida a presión constante, es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas*. La ley de Charles también se ilustra en la figura 5.6. Se observa que el factor de proporcionalidad, k_2 , en la ecuación (5.3) es igual a nR/P .

Otra forma de presentar la ley de Charles muestra que para una cantidad de gas y volumen constantes, la presión del gas es directamente proporcional a la temperatura.

$$\begin{aligned} P &\propto T \\ P &= k_3 T \\ \text{o} \quad \frac{P}{T} &= k_3 \end{aligned} \quad (5.4)$$

En la figura 5.6 se aprecia que $k_3 = nR/V$.

Igual como se hizo para la relación presión y volumen a temperatura constante, es posible comparar dos condiciones de volumen y temperatura para una muestra dada de un gas a presión constante. De la ecuación (5.3) se puede escribir

$$\begin{aligned} \frac{V_1}{T_1} &= k_2 = \frac{V_2}{T_2} \\ \text{o} \quad \frac{V_1}{T_1} &= \frac{V_2}{T_2} \end{aligned} \quad (5.5)$$

donde V_1 y V_2 son los volúmenes de los gases a las temperaturas T_1 y T_2 (ambas en kelvin), respectivamente. En todos los cálculos subsecuentes se supone que las temperaturas dadas en °C son exactas, de modo que no se alterarán el número de cifras significativas.

El siguiente ejemplo ilustra el uso de la ley de Charles.

Ejemplo 5.4 Una muestra de 452 mL de flúor gaseoso se calienta de 22 a 187°C a presión constante. ¿Cuál es su volumen final?

Razonamiento y solución Este cambio se realiza a presión y número de moles del gas constante, así que se puede aplicar la ley de Charles [ecuación (5.5)]:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

donde

Condiciones iniciales	Condiciones finales
$V_1 = 452 \text{ mL}$	$V_2 = ?$
$T_1 = (22 + 273) \text{ K} = 295 \text{ K}$	$T_2 = (187 + 273) \text{ K} = 460 \text{ K}$

Recuerde convertir °C a K al resolver problemas de las leyes de los gases.

Por tanto

$$\begin{aligned} V_2 &= V_1 \times \frac{T_2}{T_1} \\ &= 452 \text{ mL} \times \frac{460 \text{ K}}{295 \text{ K}} \\ &= 705 \text{ mL} \end{aligned}$$

Comentario Como se ve, el gas se expande cuando se calienta a presión constante.

Problema similar: 5.21.

Ejercicio Una muestra de monóxido de carbono gaseoso ocupa 3.20 L a 125°C. Calcule la temperatura a la que el gas ocupará un volumen de 1.54 L si la presión se mantiene constante.

La relación entre volumen y cantidad: ley de Avogadro

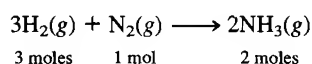
El trabajo del científico italiano Amedeo Avogadro complementó los estudios de Boyle, Charles y Gay-Lussac. En 1811 publicó una hipótesis en donde estableció que a la misma temperatura y presión, volúmenes iguales de diferentes gases contienen el mismo número de moléculas (o átomos si el gas es monoatómico). De ahí que el volumen de cualquier gas debe ser proporcional al número de moles de moléculas presentes, es decir

$$\begin{aligned} V &\propto n \\ V &= k_4 n \end{aligned} \quad (5.6)$$

El nombre de Avogadro apareció primero en la sección 3.2.

donde n representa el número de moles y k_4 es la constante de proporcionalidad. La ecuación (5.6) es la expresión matemática de la **ley de Avogadro**, la cual establece que *a presión y temperatura constantes, el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles del gas presente*. En la figura 5.6 se observa que $k_4 = RT/P$.

De acuerdo con la ley de Avogadro cuando dos gases reaccionan entre sí, los volúmenes que reaccionan de cada uno de los gases tienen una relación sencilla entre sí. Si el producto es un gas, su volumen se relaciona con el volumen de los reactivos por medio de una relación sencilla (un hecho demostrado antes por Gay-Lussac). Por ejemplo, considere la síntesis de amoníaco a partir de hidrógeno y nitrógeno moleculares:



Dado que a la misma temperatura y presión, los volúmenes de los gases son directamente proporcionales al número de moles de los gases presentes, ahora se puede escribir

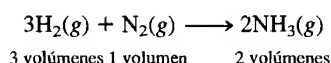
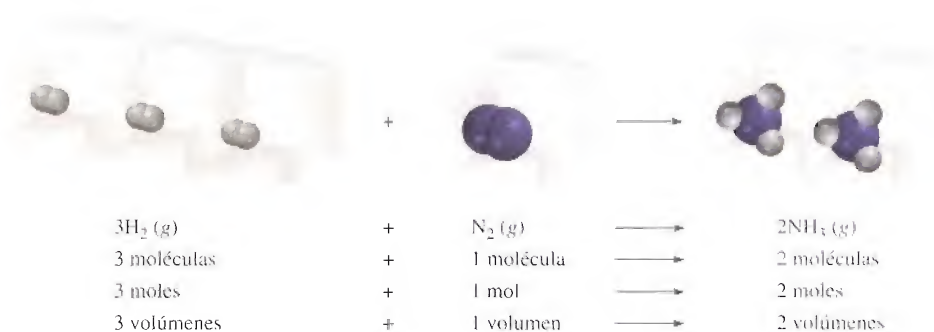


FIGURA 5.10 Relación de volúmenes de gases en una reacción química. La relación de volumen de hidrógeno molecular a nitrógeno molecular es 3:1, y la de amoníaco (el producto) a hidrógeno molecular y a nitrógeno molecular combinados (los reactivos) es 2:4 o 1:2.



La relación de volumen de hidrógeno molecular a nitrógeno molecular es 3:1, y la de amoníaco (el producto) a hidrógeno molecular y nitrógeno molecular (los reactivos) es 2:4 o 1:2 (figura 5.10).

5.4 La ecuación del gas ideal

Resumiendo las leyes de los gases que se han analizado hasta el momento:

$$\text{Ley de Boyle: } V \propto \frac{1}{P} \quad (\text{a } n \text{ y } T \text{ constantes})$$

$$\text{Ley de Charles: } V \propto T \quad (\text{a } n \text{ y } P \text{ constantes})$$

$$\text{Ley de Avogadro: } V \propto n \quad (\text{a } P \text{ y } T \text{ constantes})$$

Es posible combinar las tres expresiones a una sola ecuación maestra para el comportamiento de los gases:

$$V \propto \frac{nT}{P}$$

$$= R \frac{nT}{P}$$

o

$$PV = nRT \quad (5.7)$$

donde R , la *constante de proporcionalidad*, se denomina **constante de los gases**. La ecuación (5.7), conocida como **ecuación del gas ideal**, explica la relación entre las cuatro variables P , V , T y n . Un **gas ideal** es un gas hipotético cuyo comportamiento de presión, volumen y temperatura se puede describir completamente por la ecuación del gas ideal. Las moléculas de un gas ideal no se atraen o se repelen entre sí, y su volumen es despreciable en comparación con el volumen del recipiente que lo contiene. Aunque en la naturaleza no existe un gas ideal, las discrepancias en el comportamiento de los gases reales en márgenes razonables de temperatura y presión no alteran sustancialmente los cálculos. Por tanto, se puede usar con seguridad la ecuación del gas ideal para resolver muchos problemas de gases.

Antes de aplicar la ecuación del gas ideal a un sistema real, se debe calcular R , la constante de los gases. A 0°C (273.15 K) y 1 atm de presión, muchos gases reales se comportan como un gas ideal. En los experimentos se demuestra que en esas condiciones, 1 mol de un gas ideal ocupa un volumen de 22.414 L, que es un poco mayor que el



FIGURA 5.11 Comparación del volumen molar a TPE (aproximadamente 22.4 L) con una pelota de basquetbol.

volumen de una pelota de basquetbol, como se ilustra en la figura 5.11. Las condiciones de 0°C y 1 atm se denominan **temperatura y presión estándar**, y a menudo se abrevian **TPE**. De la ecuación (5.7), se puede escribir

$$\begin{aligned} R &= \frac{PV}{nT} \\ &= \frac{(1\text{ atm})(22.414\text{ L})}{(1\text{ mol})(273.15\text{ K})} \\ &= 0.082057 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \\ &= 0.082057 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol} \end{aligned}$$

La constante de los gases se puede expresar en distintas unidades (véase apéndice 2).

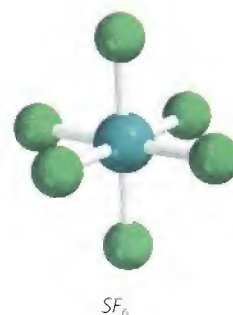
Los puntos entre L y atm, y entre K y mol, recuerdan que tanto L como atm están en el numerador, y que K y mol están en el denominador. Para la mayoría de los cálculos, se redondeará el valor de R a tres cifras significativas ($0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol}$), y se utilizará 22.4 L para el volumen molar de un gas a TPE.

En el siguiente ejemplo se indica que si se conoce la cantidad, el volumen y la temperatura de un gas, es posible calcular su presión al utilizar la ecuación del gas ideal.

Ejemplo 5.5 El hexafluoruro de azufre (SF_6) es un gas incoloro e inodoro muy poco reactivo. Calcule la presión (en atm) ejercida por 1.82 moles del gas en un recipiente de acero de 5.43 L de volumen a 69.5°C .

Razonamiento y solución Este problema ofrece información acerca del número de moles, el volumen y la temperatura de un gas, pero no presenta cambio en ninguna de las cantidades. Por tanto, para calcular la presión se utiliza la ecuación del gas ideal, que puede reordenarse y se obtiene

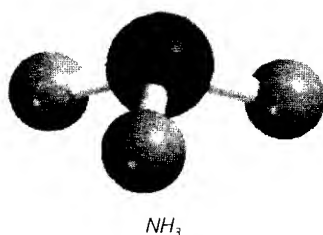
$$\begin{aligned} P &= \frac{nRT}{V} \\ &\approx \frac{(1.82\text{ mol})(0.0821\text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol})(69.5 + 273)\text{ K}}{5.43\text{ L}} \\ &= 9.42\text{ atm} \end{aligned}$$



Problema similar: 5.30.

Ejercicio Calcule el volumen (en litros) ocupado por 2.12 moles de óxido nítrico (NO) a 6.54 atm y 76°C.

Dado que el volumen molar de un gas ocupa 22.41 L a TPE, se puede calcular el volumen de un gas en condiciones de TPE sin utilizar la ecuación del gas ideal.



Ejemplo 5.6 Calcule el volumen (en litros) que ocupan 7.40 g de NH_3 a TPE.

Razonamiento y solución Si se acepta que 1 mol de un gas ideal ocupa 22.41 L a TPE, se escribe

$$V = 7.40 \text{ g } \cancel{\text{NH}_3} \times \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{NH}_3}}{17.03 \text{ g } \cancel{\text{NH}_3}} \times \frac{22.41 \text{ L}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{NH}_3}} = 9.74 \text{ L}$$

Comentario Puesto que 7.40 g es menor que la masa molar de NH_3 (17.03 g), es de esperar que el volumen sea menor que 22.41 L a TPE. Por tanto, la respuesta es razonable. Es posible resolver el problema de manera diferente si primero se convierte 7.40 g de NH_3 a número de moles de NH_3 y entonces se aplica la ecuación del gas ideal. Pruebe.

Problemas similares: 5.41, 5.42.

Ejercicio ¿Cuál es el volumen (en litros) que ocupan 49.8 g de HCl a TPE?

La ecuación del gas ideal es útil para resolver problemas que no implican cambios en P , V , T y n de una muestra de gas. Sin embargo, a veces es necesario trabajar con cambios de presión, volumen y temperatura, o incluso, de cantidad del gas. Cuando cambian las condiciones, se debe emplear una forma modificada de la ecuación del gas ideal que toma en cuenta las condiciones iniciales y finales. Esta ecuación se obtiene del modo siguiente, partiendo de la ecuación (5.7),

Los subíndices 1 y 2 denotan los estados inicial y final del gas.

$$R = \frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} \quad (\text{antes del cambio})$$

y

$$R = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2} \quad (\text{después del cambio})$$

de manera que

$$\frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}$$

Si $n_1 = n_2$, como normalmente ocurre, porque la cantidad de gas por lo general no cambia, la ecuación en tal caso se reduce a

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad (5.8)$$

Las aplicaciones de la ecuación (5.8) son el tema de los dos ejemplos siguientes.

Ejemplo 5.7 Una pequeña burbuja se eleva desde el fondo de un lago, donde la temperatura y presión son 8°C y 6.4 atm, hasta la superficie del agua, donde la temperatura es 25°C y la presión de 1.0 atm. Calcule el volumen final de la burbuja (en mL) si su volumen inicial era de 2.1 mL.

Razonamiento y solución Observe que este problema implica un cambio de temperatura, presión y volumen, pero no del número de moles del gas. De ese modo, se puede utilizar la ecuación (5.8) para calcular el volumen final. Se empieza por escribir

Condiciones iniciales	Condiciones finales
$P_1 = 6.4 \text{ atm}$	$P_2 = 1.0 \text{ atm}$
$V_1 = 2.1 \text{ mL}$	$V_2 = ?$
$T_1 = (8 + 273) \text{ K} = 281 \text{ K}$	$T_2 = (25 + 273) \text{ K} = 298 \text{ K}$

La cantidad de gas en la burbuja permanece constante, por lo que $n_1 = n_2$. Para calcular el volumen final, V_2 , se arregla la ecuación (5.8) como sigue:

$$\begin{aligned} V_2 &= V_1 \times \frac{P_1}{P_2} \times \frac{T_2}{T_1} \\ &= 2.1 \text{ mL} \times \frac{6.4 \text{ atm}}{1.0 \text{ atm}} \times \frac{298 \text{ K}}{281 \text{ K}} \\ &= 14 \text{ mL} \end{aligned}$$

Así, el volumen de la burbuja aumenta de 2.1 mL a 14 mL por la disminución de la presión del agua y el aumento en la temperatura.

Ejercicio Un gas que inicialmente tiene un volumen de 4.0 L a 1.2 atm y 66°C experimenta un cambio de manera que su volumen y temperatura final se convierten en 1.7 L y 42°C. ¿Cuál es su presión final? Suponga que el número de moles no ha cambiado.

Ejemplo 5.8 El argón es un gas inerte que se emplea en los focos para retrasar la vaporización del filamento. Un cierto foco que contiene argón a 1.20 atm y 18°C se calienta a 85°C a volumen constante. Calcule su presión final (en atm).

Razonamiento y solución El volumen y la cantidad de gas no han cambiado, pero sí la temperatura y la presión. Por consiguiente, la ecuación (5.8) se puede reducir a

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

A continuación se escribe

Condiciones iniciales	Condiciones finales
$P_1 = 1.20 \text{ atm}$	$P_2 = ?$
$T_1 = (18 + 273) \text{ K} = 291 \text{ K}$	$T_2 = (85 + 273) \text{ K} = 358 \text{ K}$

La presión final está dada por

Es posible utilizar cualquiera de las unidades apropiadas para volumen (o presión) en tanto que se utilicen las mismas unidades en ambos lados de la ecuación.

Problemas similares: 5.33, 5.36.



Los focos eléctricos normalmente están llenos con argón.

Una consecuencia práctica de esta relación es que la presión de las llantas de los automóviles deberá verificarse sólo cuando las llantas estén a la temperatura normal. Después de un largo viaje (especialmente en el verano), las llantas se calientan y la presión interior aumenta.

Problema similar: 5.34.

$$\begin{aligned} P_2 &= P_1 \times \frac{T_2}{T_1} \\ &= 1.20 \text{ atm} \times \frac{358 \text{ K}}{291 \text{ K}} \\ &= 1.48 \text{ atm} \end{aligned}$$

Comentario A volumen constante la presión de una cantidad dada de un gas, es directamente proporcional a su temperatura absoluta. Por tanto, en este caso, es razonable el aumento en la presión.

Ejercicio Una muestra de oxígeno gaseoso sometida a una presión inicial de 0.97 atm se enfría de 21 a -68°C a volumen constante. ¿Cuál es su presión final (en atm)?

Cálculos de densidad

Si se reacomoda la ecuación del gas ideal, se puede calcular la densidad de un gas:

$$\frac{n}{V} = \frac{P}{RT}$$

El número de moles del gas, n , está dado por

$$n = \frac{m}{\mathcal{M}}$$

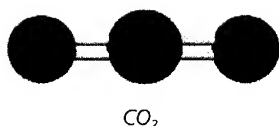
donde m es la masa del gas en gramos y \mathcal{M} es su masa molar. Por tanto

$$\frac{m}{\mathcal{M}V} = \frac{P}{RT}$$

Dado que la densidad, d , es la masa por unidad de volumen, se puede escribir

$$d = \frac{m}{V} = \frac{P\mathcal{M}}{RT} \quad (5.9)$$

A diferencia de las moléculas de la materia condensada (es decir, líquidos y sólidos), las moléculas gaseosas están separadas por distancias que son amplias en comparación con su tamaño. Como consecuencia, la densidad de los gases es muy baja en condiciones atmosféricas. Por esta razón, la densidad de los gases se expresa comúnmente en gramos por litro (g/L) en lugar de gramos por mililitro (g/mL), como lo muestra el siguiente ejemplo.



Ejemplo 5.9 Calcule la densidad del dióxido de carbono (CO_2) en gramos por litro (g/L) a 752 mmHg y 55°C .

Razonamiento y solución Se utiliza la ecuación (5.9) para calcular la densidad del dióxido de carbono. Como las unidades de la presión en R , la constante de los gases están en atm, es necesario convertir 752 mmHg en atmósferas, como sigue:

$$P = 752 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}}$$

$$P = \left(\frac{752}{760} \right) \text{ atm}$$

Al utilizar la ecuación (5.9) y $T = 273 + 55 = 328 \text{ K}$, se tiene

$$\begin{aligned} d &= \frac{P\mathcal{M}}{RT} \\ &= \frac{(752/760) \text{ atm}(44.01 \text{ g/mol})}{(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol})(328 \text{ K})} \\ &= 1.62 \text{ g/L} \end{aligned}$$

Comentario La densidad del gas expresada en gramos por mililitro sería $1.62 \times 10^{-3} \text{ g/mL}$, el cual es un valor muy pequeño.

Ejercicio ¿Cuál es la densidad (en g/L) del hexafluoruro de uranio (UF_6) a 779 mmHg y 62°C ?

Problema similar: 5.46.

La masa molar de una sustancia gaseosa

De lo que se ha dicho hasta aquí, quizá se tenga la impresión de que la masa molar de una sustancia se encuentra examinando su fórmula y al sumar las masas molares de los átomos que la componen. Sin embargo, este procedimiento sólo funciona si se conoce la fórmula real de la sustancia. En la práctica, los químicos con frecuencia trabajan con sustancias de composición desconocida o sólo parcialmente definida. No obstante, si la sustancia desconocida es un gas, se puede encontrar su masa molar gracias a la ecuación del gas ideal. Todo lo que se necesita es determinar el valor experimental de la densidad (o los datos de masa y volumen) del gas a una presión y temperatura conocidas. Al reordenar la ecuación (5.9) se obtiene

$$\mathcal{M} = \frac{dRT}{P} \quad (5.10)$$

En un experimento típico, un bulbo de volumen conocido se llena con la sustancia gaseosa en estudio. Se registran la temperatura y presión de la muestra de gas y se determina la masa total del bulbo más la muestra de gas (figura 5.12). Luego se vacía el bulbo y se pesa otra vez. La diferencia en masa es la masa del gas. La densidad del gas es igual a su masa dividida entre el volumen del bulbo. Una vez conocida la densidad del gas, se puede calcular la masa molar de la sustancia utilizando la ecuación (5.10). Por supuesto, un espectrómetro de masas sería el instrumento ideal para determinar la masa molar, pero no todos los químicos cuentan con este equipo.

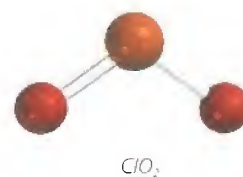
En el ejemplo 5.10 se señala el método de la densidad para determinar la masa molar.

Ejemplo 5.10 Un químico ha sintetizado un compuesto gaseoso amarillo verdoso de cloro y oxígeno, y encuentra que su densidad es 7.71 g/L a 36°C y 2.88 atm . Calcule la masa molar del compuesto y determine su fórmula molecular.

Razonamiento y solución Dado que se tiene la densidad del gas, así como la temperatura y la presión, se utiliza la ecuación (5.10) para calcular su masa molar, como sigue:



FIGURA 5.12 Un aparato para medir la densidad de un gas. Un bulbo de volumen conocido se llena con el gas a estudiar a cierta temperatura y presión. Primero se pesa el bulbo y luego se vacía (se saca el gas) y se pesa otra vez. La diferencia en masas da la masa del gas. Conociendo el volumen del bulbo, se puede calcular la densidad del gas. En condiciones atmosféricas, 100 mL de aire pesan aproximadamente 0.12 g, que es una cantidad fácil de medir.



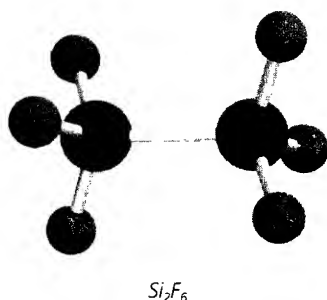
$$\begin{aligned}
 \mathcal{M} &= \frac{dRT}{P} \\
 &= \frac{(7.71 \text{ g/L})(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol})(36 + 273) \text{ K}}{2.88 \text{ atm}} \\
 &= 67.9 \text{ g/mol}
 \end{aligned}$$

Es posible determinar la fórmula molecular del compuesto mediante prueba y error, utilizando sólo los datos conocidos de las masas molares de cloro (35.45 g) y oxígeno (16.00 g). Se sabe que un compuesto que contenga un átomo de Cl y un átomo de O tendría una masa molar de 51.45 g, que es muy baja, mientras que la masa molar de un compuesto formado por dos átomos de Cl y un átomo de O sería 86.90 g, que es demasiado elevada. Por consiguiente, el compuesto debe contener un átomo de Cl y dos de oxígeno, es decir, tendría la fórmula ClO_2 , cuya masa molar es 67.45 g.

Problemas similares: 5.47, 5.48.

Ejercicio La densidad de un compuesto orgánico gaseoso es 3.38 g/L a 40°C y 1.97 atm. ¿Cuál es su masa molar?

Puesto que la ecuación (5.10) se deriva de la ecuación del gas ideal, se puede calcular la masa molar de una sustancia gaseosa al usar la ecuación del gas ideal, como se observa a continuación.



Ejemplo 5.11 El análisis químico de un compuesto gaseoso mostró que contiene 33.0% de silicio y 67.0% de flúor en masa. A 35°C, 0.210 L del compuesto ejercen una presión de 1.70 atm. Si la masa de 0.210 L del gas fue 2.38 g, calcule la fórmula molecular del compuesto.

Razonamiento y solución Es necesario calcular la fórmula empírica del compuesto y comparar la masa molar de éste con la masa molar del compuesto, determinada experimentalmente, para obtener la fórmula molecular. Como se hizo con anterioridad, se supone que hay 100 g del compuesto, por lo que los porcentajes en masa se convierten directamente en gramos. Se escribe

$$\begin{aligned}
 n_{\text{Si}} &= 33.0 \text{ g Si} \times \frac{1 \text{ mol Si}}{28.09 \text{ g Si}} = 1.17 \text{ mol Si} \\
 n_{\text{F}} &= 67.0 \text{ g F} \times \frac{1 \text{ mol F}}{19.00 \text{ g F}} = 3.53 \text{ mol F}
 \end{aligned}$$

Por tanto, la fórmula es $\text{Si}_{1.17}\text{F}_{3.53}$. Al dividir los subíndices entre 1.17, se obtiene SiF_3 como fórmula empírica. A continuación se calcula el número de moles contenidos en 2.38 g del compuesto. De la ecuación del gas ideal

$$\begin{aligned}
 n &= \frac{PV}{RT} \\
 &= \frac{(1.70 \text{ atm})(0.210 \text{ L})}{(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol})(308 \text{ K})} = 0.0141 \text{ mol}
 \end{aligned}$$

Debido a que hay 2.38 g del compuesto en 0.0141 moles, el número de gramos en 1 mol, o la masa molar, se obtiene

$$M = \frac{2.38 \text{ g}}{0.0141 \text{ mol}} = 169 \text{ g/mol}$$

La masa molar empírica del SiF_3 (fórmula empírica) es 85.09 g. Por consiguiente, la fórmula molecular del compuesto debe ser Si_2F_6 , puesto que $2 \times 85.09 = 170.2 \text{ g}$, que es un valor muy cercano a 169 g.

Problemas similares: 5.47, 5.48.

Ejercicio Un compuesto gaseoso está formado por 78.14% de boro y 21.86% de hidrógeno. A 27°C, 74.3 mL del gas ejercen una presión de 1.12 atm. Si la masa del gas fue 0.0934 g, ¿cuál es su fórmula molecular?

5.5 La estequiometría de los gases

En el capítulo 3 se utilizaron relaciones entre cantidades (en moles) y masas (en gramos) de reactivos y productos para resolver problemas de estequiometría. Cuando los reactivos y/o los productos son gases, también pueden emplearse las relaciones entre cantidades (moles, n) y volumen (V) para resolver problemas de este tipo (figura 5.13). Los siguientes ejemplos muestran cómo se utilizan las leyes de los gases en estos cálculos.

Ejemplo 5.12 Calcule el volumen de O_2 (en litros) a TPE requerido para la combustión completa de 2.64 L de acetileno (C_2H_2) a TPE:



Razonamiento y solución Dado que tanto el C_2H_2 como el O_2 son gases medidos a la misma temperatura y presión, de acuerdo con la ley de Avogadro sus volúmenes de reacción están relacionados con sus coeficientes en la ecuación balanceada, es decir, 2 L de C_2H_2 reaccionan con 5 L de O_2 . Conociendo esta relación, se puede calcular el volumen (en litros) de O_2 que reaccionará con 2.64 L de C_2H_2 .

$$\begin{aligned} \text{volumen de O}_2 &= 2.64 \text{ L C}_2\text{H}_2 \times \frac{5 \text{ L O}_2}{2 \text{ L C}_2\text{H}_2} \\ &= 6.60 \text{ L O}_2 \end{aligned}$$

Problema similar: 5.95.

Ejercicio Suponiendo que no hay cambios en la temperatura y presión, calcule el volumen de O_2 (en litros) necesario para la combustión completa de 14.9 L de butano (C_4H_{10}):



FIGURA 5.13 Cálculos estequiométricos implicados en los gases.



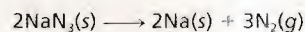
Una bolsa de aire protege al conductor en un choque automovilístico.

Problema similar: 5.54.



Es necesario purificar constantemente el aire de los submarinos sumergidos y de las naves espaciales.

Ejemplo 5.13 La azida de sodio (NaN_3) se usa en bolsas de aire en algunos automóviles. El impacto de una colisión desencadena la descomposición de la NaN_3 de la siguiente manera:



El nitrógeno gaseoso producido infla rápidamente la bolsa que se encuentra entre el conductor y el parabrisas. Calcule el volumen de N_2 generado a 80°C y 823 mmHg por la descomposición de 60.0 g de NaN_3 .

Razonamiento y solución Para resolver este problema son necesarias dos etapas. Primero, se calcula el número de moles de N_2 formados por la descomposición de 60.0 g de la NaN_3 . A continuación se calcula el volumen de N_2 gaseoso a la temperatura y presión dadas.

$$\begin{aligned}\text{moles de N}_2 &= 60.0\text{ g NaN}_3 \times \frac{1\text{ mol NaN}_3}{65.02\text{ g NaN}_3} \times \frac{3\text{ mol N}_2}{2\text{ mol NaN}_3} \\ &= 1.38\text{ mol N}_2\end{aligned}$$

El volumen de 1.38 moles de N_2 se obtiene utilizando la ecuación del gas ideal:

$$\begin{aligned}V &= \frac{nRT}{P} = \frac{(1.38\text{ mol})(0.0821\text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol})(80 + 273)\text{ K}}{(823/760)\text{ atm}} \\ &= 36.9\text{ L}\end{aligned}$$

Ejercicio La ecuación para la degradación metabólica de la glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) es la misma que la ecuación para la combustión de glucosa en aire:



Calcule el volumen de CO_2 producido a 37°C y 1.00 atm cuando se consumen 5.60 g de glucosa en la reacción.

Ejemplo 5.14 El hidróxido de litio en disolución acuosa se emplea para purificar el aire de las naves espaciales y de los submarinos ya que absorbe dióxido de carbono de acuerdo con la ecuación



La presión de dióxido de carbono en una cabina que tiene un volumen de $2.4 \times 10^5\text{ L}$ es $7.9 \times 10^{-3}\text{ atm}$ a 312 K . Se introduce en la cabina una disolución de hidróxido de litio (LiOH) de volumen despreciable. Al final, la presión de CO_2 se reduce a $1.2 \times 10^{-4}\text{ atm}$. ¿Cuántos gramos de carbonato de litio se forman por este proceso?

Razonamiento y solución Primero se calcula el número de moles de CO_2 consumido en la reacción. La caída de presión, que es $7.9 \times 10^{-3}\text{ atm} - 1.2 \times 10^{-4}\text{ atm} = 7.8 \times 10^{-3}\text{ atm}$, corresponde al consumo de CO_2 . Utilizando la ecuación del gas ideal, se escribe

$$\begin{aligned}n &= \frac{PV}{RT} \\ &= \frac{(7.8 \times 10^{-3}\text{ atm})(2.4 \times 10^5\text{ L})}{(0.0821\text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol})(312\text{ K})} = 73\text{ mol}\end{aligned}$$

De la ecuación se observa que $1\text{ mol de CO}_2 \approx 1\text{ mol de Li}_2\text{CO}_3$, de modo que la cantidad de Li_2CO_3 formada es también de 73 moles. Entonces, con la masa molar de Li_2CO_3 (73.89 g) se calcula su masa:

$$\begin{aligned}\text{masa de Li}_2\text{CO}_3 \text{ formado} &= 73 \text{ mol Li}_2\text{CO}_3 \times \frac{73.89 \text{ g Li}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol Li}_2\text{CO}_3} \\ &= 5.4 \times 10^3 \text{ g Li}_2\text{CO}_3\end{aligned}$$

Problema similar: 5.93.

Ejercicio Una muestra de 2.14 L de cloruro de hidrógeno gaseoso a 2.61 atm y 28°C se disuelve completamente en 668 mL de agua para formar una disolución de ácido clorhídrico. Calcule la molaridad de la disolución del ácido.

5.6 Ley de Dalton de las presiones parciales

Hasta ahora, nos hemos concentrado en el comportamiento de sustancias gaseosas puras, pero en los experimentos a menudo se utilizan mezclas de gases. Por ejemplo, para el estudio de la contaminación del aire, puede interesar la relación de presión, volumen y temperatura de una muestra de aire, que contiene varios gases. En éste y todos los casos que implican mezclas de gases, la presión total del gas se relaciona con las **presiones parciales**, es decir, *las presiones de los componentes gaseosos individuales de la mezcla*. En 1801, Dalton formuló una ley, que actualmente se conoce como **ley de Dalton de las presiones parciales**, la cual establece que *la presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones que cada gas ejercería si estuviera solo*. En la figura 5.14 se ilustra la ley de Dalton.

Como se mencionó antes, la presión del gas es el resultado del impacto de las moléculas del gas contra las paredes del recipiente.

Considere el caso en el que dos gases A y B, están en un recipiente de volumen V . La presión ejercida por el gas A, de acuerdo con la ecuación del gas ideal, es

$$P_A = \frac{n_A RT}{V}$$

donde n_A es el número de moles de A presente. Del mismo modo, la presión ejercida por el gas B es

$$P_B = \frac{n_B RT}{V}$$

El volumen y la temperatura se mantienen constantes

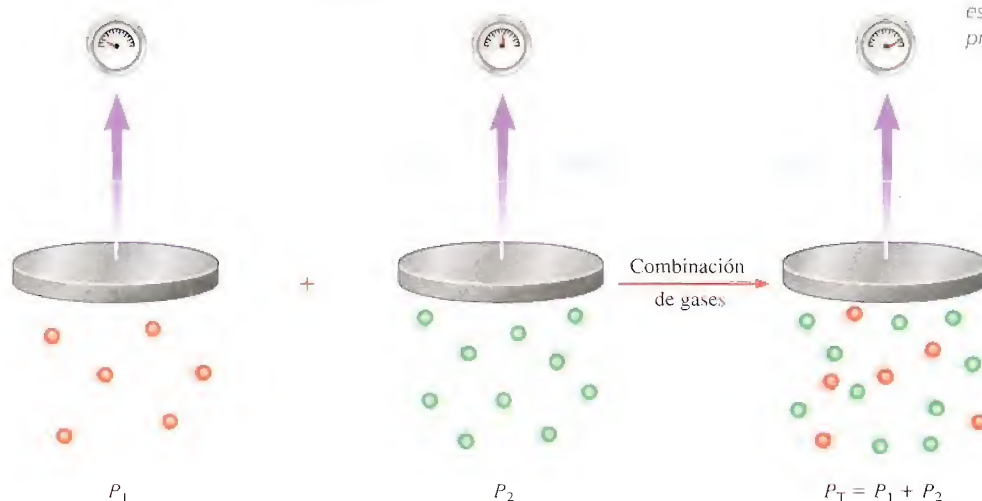


FIGURA 5.14 Representación esquemática de la ley de Dalton de las presiones parciales.

En una mezcla de gases A y B, la presión total P_T es el resultado de las colisiones de ambos tipos de moléculas A y B, con las paredes del recipiente. Por tanto, de acuerdo con la ley de Dalton,

$$\begin{aligned} P_T &= P_A + P_B \\ &= \frac{n_A RT}{V} + \frac{n_B RT}{V} \\ &= \frac{RT}{V} (n_A + n_B) \\ &= \frac{nRT}{V} \end{aligned}$$

donde n , el número total de moles de los gases presentes, está dado por $n = n_A + n_B$ y P_A y P_B son las presiones parciales de los gases A y B, respectivamente. Así, para una mezcla de gases, la P_T depende sólo del número total de moles de gas presente, no de la naturaleza de las moléculas del gas.

En general, la presión total de una mezcla de gases está dada por

$$P_T = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$$

donde P_1, P_2, P_3, \dots son las presiones parciales de los componentes 1, 2, 3, ... Para darse cuenta cómo está relacionada cada presión parcial con la presión total, considere de nuevo el caso de la mezcla de dos gases A y B. Dividiendo P_A entre P_T , se obtiene

$$\begin{aligned} \frac{P_A}{P_T} &= \frac{n_A RT/V}{(n_A + n_B) RT/V} \\ &= \frac{n_A}{n_A + n_B} \\ &= X_A \end{aligned}$$

donde X_A se denomina la fracción molar del gas A. La **fracción molar** es una cantidad adimensional que expresa la relación del número de moles de un componente con el número de moles de todos los componentes presentes. Su valor siempre es menor que 1, excepto cuando A es el único componente presente, en cuyo caso, $n_B = 0$ y $X_A = n_A/n_A = 1$. La presión parcial de A se puede expresar como

$$P_A = X_A P_T$$

Del mismo modo,

$$P_B = X_B P_T$$

Observe que la suma de las fracciones molares de una mezcla de gases debe ser igual a la unidad. Si sólo dos componentes están presentes, entonces

$$X_A + X_B = \frac{n_A}{n_A + n_B} + \frac{n_B}{n_A + n_B} = 1$$

Si un sistema contiene más de dos gases, la presión parcial del componente i se relaciona con la presión total por

$$P_i = X_i P_T \quad (5.11)$$

donde X_i es la fracción molar de la sustancia i .

¿Cómo se determinan las presiones parciales? Un manómetro únicamente mide la presión total de una mezcla gaseosa. Para obtener las presiones parciales, es necesario conocer las fracciones molares de los componentes, lo cual podría implicar elaborados análisis químicos. El método más directo para medir las presiones parciales es usar un espectrómetro de masas. Las intensidades relativas de las señales de un espectro de masas son directamente proporcionales a las cantidades y, por tanto, a las fracciones molares de los gases presentes.

Con los valores de las fracciones molares y de la presión total, es posible calcular las presiones parciales de los componentes individuales, como se muestra en el ejemplo 5.15. En La química en acción de la página 180 se muestra una aplicación directa de la ley de Dalton de las presiones parciales, en el buceo.

Ejemplo 5.15 Una mezcla de gases contiene 4.46 moles de neón (Ne), 0.74 moles de argón (Ar) y 2.15 moles de xenón (Xe). Calcule las presiones parciales de los gases si la presión total es 2.00 atm a cierta temperatura.

Razonamiento y solución Para calcular las presiones parciales se aplica la ley de Dalton. Primero se determina la fracción molar del Ne, como sigue

$$X_{\text{Ne}} = \frac{n_{\text{Ne}}}{n_{\text{Ne}} + n_{\text{Ar}} + n_{\text{Xe}}} = \frac{4.46 \text{ mol}}{4.46 \text{ mol} + 0.74 \text{ mol} + 2.15 \text{ mol}} = 0.607$$

$$\begin{aligned} \text{De la ecuación (5.11)} \quad P_{\text{Ne}} &= X_{\text{Ne}} P_{\text{T}} \\ &= 0.607 \times 2.00 \text{ atm} \\ &= 1.21 \text{ atm} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Del mismo modo,} \quad P_{\text{Ar}} &= 0.10 \times 2.00 \text{ atm} \\ &= 0.20 \text{ atm} \end{aligned}$$

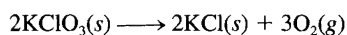
$$\begin{aligned} \text{y} \quad P_{\text{Xe}} &= 0.293 \times 2.00 \text{ atm} \\ &= 0.586 \text{ atm} \end{aligned}$$

Comentario para verificar la respuesta, asegúrese de que la suma de las presiones parciales sea igual a la presión total dada, es decir $(1.21 + 0.20 + 0.586) \text{ atm} = 2.0 \text{ atm}$.

Problema similar: 5.57.

Ejercicio Una muestra de gas natural contiene 8.24 moles de metano (CH_4), 0.421 moles de etano (C_2H_6) y 0.116 moles de propano (C_3H_8). Si la presión total de los gases es 1.37 atm, ¿cuáles son las presiones parciales de los gases?

La ley de Dalton de las presiones parciales es útil para calcular volúmenes de gases recolectados en agua. Por ejemplo, cuando se calienta el clorato de potasio (KClO_3), se descompone en KCl y O_2 :



El oxígeno gaseoso formado se puede recolectar en agua, como se muestra en la figura 5.15. Al principio, la botella invertida está completamente llena de agua. Cuando se forma oxígeno gaseoso, las burbujas del gas suben a la superficie y desplazan el agua de la botella. Este método de recolección de un gas se basa en la suposición de que el gas no reacciona con agua y que no se disuelve apreciablemente en ella. Estas suposiciones son

FIGURA 5.15 Un aparato para recolectar un gas sobre agua. El oxígeno formado al calentar clorato de potasio (KClO_3) en presencia de una pequeña cantidad de dióxido de manganeso (MnO_2), para acelerar la reacción, se burbujea en el agua y se recolecta en una botella, como se muestra. El agua originalmente presente en la botella es desplazada hacia la tina por el oxígeno gaseoso.

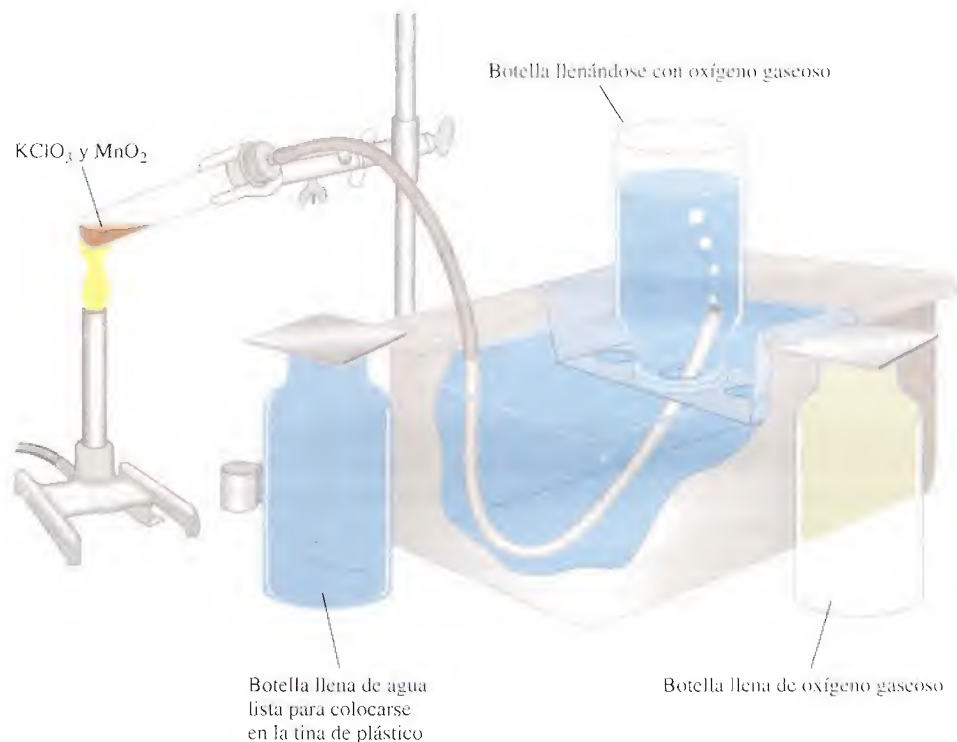


Tabla 5.3 Presión de vapor de agua a varias temperaturas

Temperatura (°C)	Presión de vapor de agua (mmHg)
0	4.58
5	6.54
10	9.21
15	12.79
20	17.54
25	23.76
30	31.82
35	42.18
40	55.32
45	71.88
50	92.51
55	118.04
60	149.38
65	187.54
70	233.7
75	289.1
80	355.1
85	433.6
90	525.76
95	633.90
100	760.00

válidas para el oxígeno gaseoso, pero no para gases como NH_3 , el cual se disuelve fácilmente en agua. Sin embargo, el oxígeno recolectado de esa manera no está puro porque también se encuentra presente en la botella vapor de agua. La presión total del gas es igual a la suma de las presiones ejercidas por el oxígeno gaseoso y el vapor de agua:

$$P_T = P_{\text{O}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}}$$

Como consecuencia, en el cálculo de la cantidad de O_2 formado se debe tomar en cuenta la presión causada por el vapor de agua. En la tabla 5.3 se muestra la presión del vapor de agua a distintas temperaturas. Tales datos se representan gráficamente en la figura 5.16.

En el ejemplo 5.16 se aprecia cómo utilizar la ley de Dalton para calcular la cantidad de un gas recolectado en agua.

Ejemplo 5.16 El oxígeno gaseoso formado por la descomposición de clorato de potasio se recolecta en la forma que se muestra en la figura 5.15. El volumen de oxígeno recolectado a 24°C y una presión atmosférica de 762 mmHg es 128 mL. Calcule la masa (en gramos) del oxígeno gaseoso obtenido. La presión del vapor de agua a 24°C es 22.4 mmHg.

Razonamiento y solución A partir de la presión total y la del vapor de agua es factible calcular la presión parcial de O_2 .

$$\begin{aligned} P_{\text{O}_2} &= P_T - P_{\text{H}_2\text{O}} \\ &= 762 \text{ mmHg} - 22.4 \text{ mmHg} \end{aligned}$$

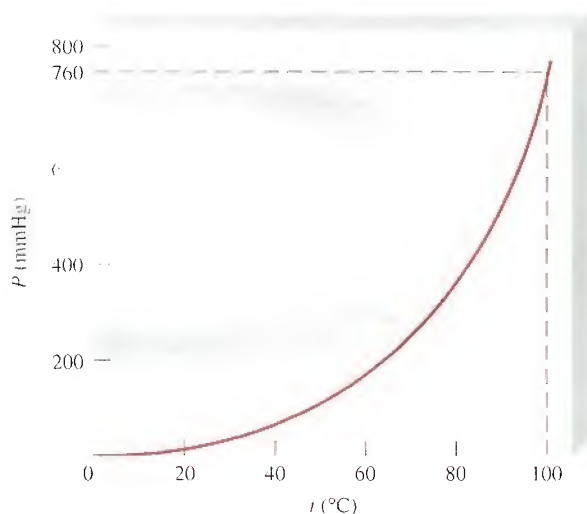


FIGURA 5.16 La presión del vapor de agua en función de la temperatura. Observe que en el punto de ebullición del agua (100°C), la presión es de 760 mmHg, que es exactamente igual a 1 atm.

$$\begin{aligned}
 P_{\text{O}_2} &= 740 \text{ mmHg} \\
 &= 740 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \\
 &= 0.974 \text{ atm}
 \end{aligned}$$

De la ecuación del gas ideal se escribe

$$PV = nRT = \frac{m}{M}RT$$

donde m y M son la masa de O_2 recolectado y la masa molar de O_2 , respectivamente. Reordenando la ecuación se obtiene

$$\begin{aligned}
 m &= \frac{PV_M}{RT} = \frac{(0.974 \text{ atm})(0.128 \text{ L})(32.00 \text{ g/mol})}{(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol})(273 + 24) \text{ K}} \\
 &= 0.164 \text{ g}
 \end{aligned}$$

Problema similar: 5.62.

Ejercicio El hidrógeno gaseoso que se forma en la reacción del calcio metálico con agua se recolecta en un dispositivo como el de la figura 5.15. El volumen del gas recolectado a 30°C y a una presión de 988 mmHg es de 641 mL. ¿Cuál es la masa (en gramos) del hidrógeno gaseoso obtenido? La presión del vapor de agua a 30°C es de 31.82 mmHg.

5.7 La teoría cinética molecular de los gases

Las leyes de los gases ayudan a predecir el comportamiento de los gases, pero no explican lo que sucede a nivel molecular y que ocasiona los cambios que se observan en el mundo macroscópico. Por ejemplo, ¿por qué un gas se expande al calentarlo?

La química en acción

Buceo y las leyes de los gases

El buceo es un deporte excitante, y gracias, en parte, a las leyes de los gases, también es una actividad segura para personas entrenadas que gozan de buena salud. ["Scuba" es un acrónimo en inglés que significa aparato contenedor para respirar bajo el agua (self-contained underwater breathing apparatus)]. Dos aplicaciones de las leyes de los gases a este popular pasatiempo son el desarrollo de normas para regresar a la superficie a salvo después de una inmersión y la determinación de la mezcla adecuada de gases para prevenir un accidente potencialmente fatal durante una inmersión.

Una inmersión común puede ser a 40 o 65 ft de profundidad, aunque también son comunes las inmersiones a 90 ft. Como el agua del mar tiene una densidad ligeramente mayor que la del agua dulce —de alrededor de 1.03 g/mL, comparada con 1.00 g/mL—, la presión ejercida por una columna de 33 ft de agua de mar es equivalente a 1 atm de presión. Esta última aumenta a medida que la profundidad es mayor, de modo que a una profundidad de 66 ft la presión del agua será de 2 atm y así sucesivamente.

¿Qué pasaría si un buzo ascendiera rápidamente a la superficie desde una profundidad, por ejemplo, de 20 ft sin respirar? La disminución total de la presión en la profundidad a causa de este cambio sería $(20 \text{ ft}/33 \text{ ft}) \times 1 \text{ atm} = 0.6 \text{ atm}$. Cuando el buzo llegara a la superficie, el volumen de aire atrapado en los pulmones aumentaría por un factor de $(1 + 0.6) \text{ atm}/1 \text{ atm}$, o 1.6 veces. Esta expansión de aire repentina puede romper fatalmente las membranas de los pulmones. Otra posibilidad riesgosa es que se desarrollaría una *embolia por aire*. Cuando el aire se expande en los pulmones es

expulsado hacia unos delgados vasos sanguíneos denominados capilares. Las burbujas de aire en estos vasos puede impedir el flujo sanguíneo normal al cerebro. Como consecuencia, el buzo podría perder la conciencia antes de llegar a la superficie. La única terapia para la embolia por aire es la recompresión. Para llevar a cabo este procedimiento, que además es doloroso, la víctima se coloca en una cámara llena de aire comprimido. Aquí, las burbujas en la sangre se vuelven a comprimir lentamente durante varias horas hasta que tengan un tamaño inofensivo, lo cual también puede tardar hasta un día. Para evitar estas complicaciones, los buzos saben que deben ascender lentamente, haciendo pausas en ciertos puntos a fin de dar a su cuerpo el tiempo para adaptarse a la disminución de la presión.

El segundo ejemplo es una aplicación directa de la ley de Dalton. El oxígeno gaseoso es esencial para sobrevivir; de manera que es difícil creer que un exceso de oxígeno podría ser nocivo. No obstante, está bien demostrada la toxicidad del exceso de oxígeno. Por ejemplo, los bebés recién nacidos colocados en cámaras de oxígeno a menudo desarrollan un daño permanente en el tejido de la retina, que puede ocasionar ceguera parcial o total.

Nuestros cuerpos funcionan mejor cuando el oxígeno gaseoso tiene una presión parcial de unas 0.20 atm, semejante a la que tiene en el aire que respiramos. La presión parcial de oxígeno está dada por

$$P_{O_2} = X_{O_2} P_T = \frac{n_{O_2}}{n_{O_2} + n_{N_2}} P_T$$

En el siglo XIX, varios físicos, entre los que destacan Ludwig Boltzmann⁸ y James Clerk Maxwell,⁹ encontraron que las propiedades físicas de los gases se explican en términos del movimiento de moléculas individuales, el cual es una forma de *energía*, que aquí se define como la capacidad para realizar un trabajo o producir un cambio. En mecánica, el *trabajo* se define como el producto de la fuerza por la distancia. Como la energía se mide como trabajo, se escribe

$$\begin{aligned} \text{energía} &= \text{trabajo realizado} \\ &= \text{fuerza} \times \text{distancia} \end{aligned}$$

⁸ Ludwig Eduard Boltzmann (1844-1906). Físico austriaco. Aunque Boltzmann fue uno de los físicos teóricos más grandes de todos los tiempos, su trabajo no fue reconocido por los científicos de su época. Con una salud precaria y una gran depresión, se suicidó en 1906.

⁹ James Clerk Maxwell (1831-1879). Físico escocés. Maxwell fue uno de los físicos teóricos más grandes del siglo XIX; su trabajo abarcó muchas áreas de la física, incluyendo la teoría cinética de los gases, la termodinámica, la electricidad y el magnetismo.

donde P_T es la presión total. Sin embargo, como el volumen es directamente proporcional al número de moles de gas presente (a temperatura y presión constantes), se puede escribir ahora

$$P_{O_2} = \frac{V_{O_2}}{V_{O_2} + V_{N_2}} P_T$$

Por tanto, la composición del aire es de 20% de oxígeno gaseoso y 80% de nitrógeno gaseoso en volumen. Cuando un buzo se sumerge, la presión del agua sobre él es mayor que la presión atmosférica. La presión del aire dentro de las cavidades corporales (por ejemplo pulmones, senos) debe ser igual a la presión del agua, de lo contrario se colapsarían. Una válvula especial ajusta automáticamente la presión del aire almacenado en el tanque, con lo que se asegura que en todo momento la presión del aire es igual a la del agua. Por ejemplo, a una profundidad en la que la presión total es 2.0 atm, el oxígeno contenido en el aire podría reducirse a un 10% en volumen para mantener la misma presión parcial de 0.20 atm; es decir,

$$P_{O_2} = 0.20 \text{ atm} = \frac{V_{O_2}}{V_{O_2} + V_{N_2}} \times 2.0 \text{ atm}$$

$$\frac{V_{O_2}}{V_{O_2} + V_{N_2}} = \frac{0.20 \text{ atm}}{2.0 \text{ atm}} = 0.10 \text{ o } 10\%$$

Aunque el nitrógeno gaseoso puede parecer la elección obvia para mezclar con el oxígeno gaseoso, existe un serio problema con ello. Cuando la presión

parcial de nitrógeno gaseoso excede 1 atm, una buena parte del gas se disuelve en la sangre y ocasiona una condición conocida como *narcosis por nitrógeno*. Los efectos en el buzo se parecen a los de la intoxicación alcohólica. Se ha visto que los buzos que sufren de narcosis por nitrógeno hacen cosas extrañas como bailar en el fondo del mar y perseguir tiburones. Por esta razón, a menudo se utiliza helio para diluir el oxígeno gaseoso. Como el helio es un gas inerte, es mucho menos soluble en la sangre que el nitrógeno y no produce efectos narcóticos.



Un buzo.

El **joule (J)**¹⁰ es la unidad SI de energía

$$\begin{aligned} 1 \text{ J} &= 1 \text{ kg m}^2/\text{s}^2 \\ &= 1 \text{ N m} \end{aligned}$$

De modo alternativo, es posible expresar la energía en kilojoules (kJ):

$$1 \text{ kJ} = 1000 \text{ J}$$

Como se verá en el capítulo 6, existen numerosos tipos de energía. La **energía cinética (EC)** es un tipo de energía que se manifiesta por un objeto en movimiento, o *energía de movimiento*.

¹⁰ James Prescott Joule (1818-1889). Físico inglés. Cuando era joven, fue dirigido por John Dalton. Se hizo famoso por la determinación del equivalente mecánico del calor, la conversión entre energía mecánica y energía térmica.

Los descubrimientos de Maxwell, Boltzmann y otros, produjeron *numerosas generalizaciones acerca del comportamiento de los gases* que desde entonces se conocen como la **teoría cinética molecular de los gases**, o simplemente la *teoría cinética de los gases*. Dicha teoría se centra en las siguientes suposiciones:

1. Un gas está compuesto de moléculas que están separadas por distancias mucho mayores que sus propias dimensiones. Las moléculas pueden considerarse como “puntos”, es decir, poseen masa pero tienen un volumen despreciable.
2. Las moléculas de los gases están en continuo movimiento en dirección aleatoria y con frecuencia chocan unas contra otras. Las colisiones entre las moléculas son perfectamente elásticas, o sea, la energía se transfiere de una molécula a otra por efecto de las colisiones. Sin embargo, la energía total de todas las moléculas en un sistema permanece inalterada.
3. Las moléculas de los gases no ejercen entre sí fuerzas de atracción o de repulsión.
4. La energía cinética promedio de las moléculas es proporcional a la temperatura del gas en kelvins. Dos gases a la misma temperatura tendrán la misma energía cinética promedio, la energía cinética promedio de una molécula está dada por:

$$\overline{KE} = \frac{1}{2} m \overline{u^2}$$

donde m es la masa de la molécula y u es su velocidad. La barra horizontal denota un valor promedio. La cantidad $\overline{u^2}$ se denomina velocidad cuadrática media; es el promedio del cuadrado de las velocidades de todas las moléculas:

$$\overline{u^2} = \frac{u_1^2 + u_2^2 + \cdots + u_N^2}{N}$$

donde N es el número de moléculas

La suposición 4 permite escribir

$$\begin{aligned}\overline{KE} &\propto T \\ \frac{1}{2} m \overline{u^2} &\propto T \\ \frac{1}{2} m \overline{u^2} &= CT\end{aligned}\tag{5.12}$$

donde C es la constante de proporcionalidad y T es la temperatura absoluta.

De acuerdo con la teoría cinética molecular, la presión de un gas es el resultado de las colisiones entre las moléculas y las paredes del recipiente que lo contiene. Depende de la frecuencia de las colisiones por unidad de área y de la “fuerza” con la que las moléculas golpeen las paredes. La teoría también proporciona una interpretación molecular de la temperatura. Según la ecuación (5.12), la temperatura absoluta de un gas es una medida de la energía cinética promedio de las moléculas. En otras palabras, la temperatura absoluta es un índice del movimiento aleatorio de las moléculas: a mayor temperatura, mayor energía de las moléculas. Como el movimiento molecular aleatorio se relaciona con la temperatura de un gas, algunas veces se hace referencia a él como movimiento térmico.

Aplicación de las leyes de los gases

Aunque la teoría cinética de los gases se basa en un modelo bastante simple, los detalles matemáticos implicados son muy complejos. Sin embargo, sobre una base cualitativa es posible utilizar la teoría para explicar las propiedades generales de las sustancias en el

estado gaseoso. Los siguientes ejemplos ilustran las circunstancias en las que es útil esta teoría.

- **Compresibilidad de los gases.** Como las moléculas en la fase gaseosa se encuentran separadas por grandes distancias (suposición 1), los gases se pueden comprimir fácilmente para ocupar un menor volumen.
- **Ley de Boyle.** La presión ejercida por un gas es consecuencia del impacto de sus moléculas sobre las paredes del recipiente que lo contiene. La velocidad de colisión, o el número de colisiones moleculares con las paredes, por segundo, es proporcional a la densidad numérica (es decir, el número de moléculas por unidad de volumen) del gas. Al disminuir el volumen de una cierta cantidad de gas aumenta su densidad numérica, y por tanto, su velocidad de colisión. Por esta causa, la presión de un gas es inversamente proporcional al volumen que ocupa; cuando el volumen disminuye, la presión aumenta y viceversa.
- **Ley de Charles.** Puesto que la energía cinética promedio de las moléculas de un gas es proporcional a la temperatura absoluta de la muestra (suposición 4), al elevar la temperatura aumenta la energía cinética promedio. Por consiguiente, las moléculas chocarán más a menudo contra las paredes del recipiente y con mayor fuerza si el gas se calienta, aumentando entonces la presión. El volumen del gas se expandirá hasta que la presión del gas esté equilibrada por la presión externa constante (véase figura 5.8).
- **Ley de Avogadro.** Se ha demostrado que la presión de un gas es directamente proporcional a la densidad y a la temperatura del gas. Como la masa del gas es directamente proporcional al número de moles (n) del gas, la densidad se expresa como n/V . Por consiguiente

$$P \propto \frac{n}{V} T$$

Para dos gases, 1 y 2, se escribe

$$P_1 \propto \frac{n_1 T_1}{V_1} = C \frac{n_1 T_1}{V_1}$$

$$P_2 \propto \frac{n_2 T_2}{V_2} = C \frac{n_2 T_2}{V_2}$$

donde C es la constante de proporcionalidad. Por tanto, para dos gases sometidos a las mismas condiciones de presión, volumen y temperatura (es decir, cuando $P_1 = P_2$, $T_1 = T_2$ y $V_1 = V_2$), se cumple que $n_1 = n_2$, que es una expresión matemática de la ley de Avogadro.

- **Ley de Dalton de las presiones parciales.** Si las moléculas no se atraen o repelen entre sí (suposición 3), entonces la presión ejercida por un tipo de molécula no se afectará por la presencia de otro gas. Como consecuencia, la presión total estará dada por la suma de las presiones individuales de los gases.

Otra manera de expresar la ley de Avogadro es que a la misma presión y temperatura, volúmenes iguales de gases contienen el mismo número de moléculas, independientemente del tipo de gas de que se trate.

Distribución de las velocidades moleculares

La teoría cinética de los gases permite investigar el movimiento molecular con mayor detalle. Suponga que se tienen muchas moléculas de gas, por ejemplo 1 mol, en un recipiente. Mientras la temperatura se mantenga constante, la energía cinética promedio y la velocidad cuadrática media permanecerán inalteradas con el paso del tiempo. Como es de esperarse, el movimiento de las moléculas resulta totalmente aleatorio e impredecible. En un momento dado, ¿cuántas moléculas estarán en movimiento a una velocidad particular? Para responder a esta pregunta, Maxwell analizó el comportamiento de las moléculas de los gases a distintas temperaturas.

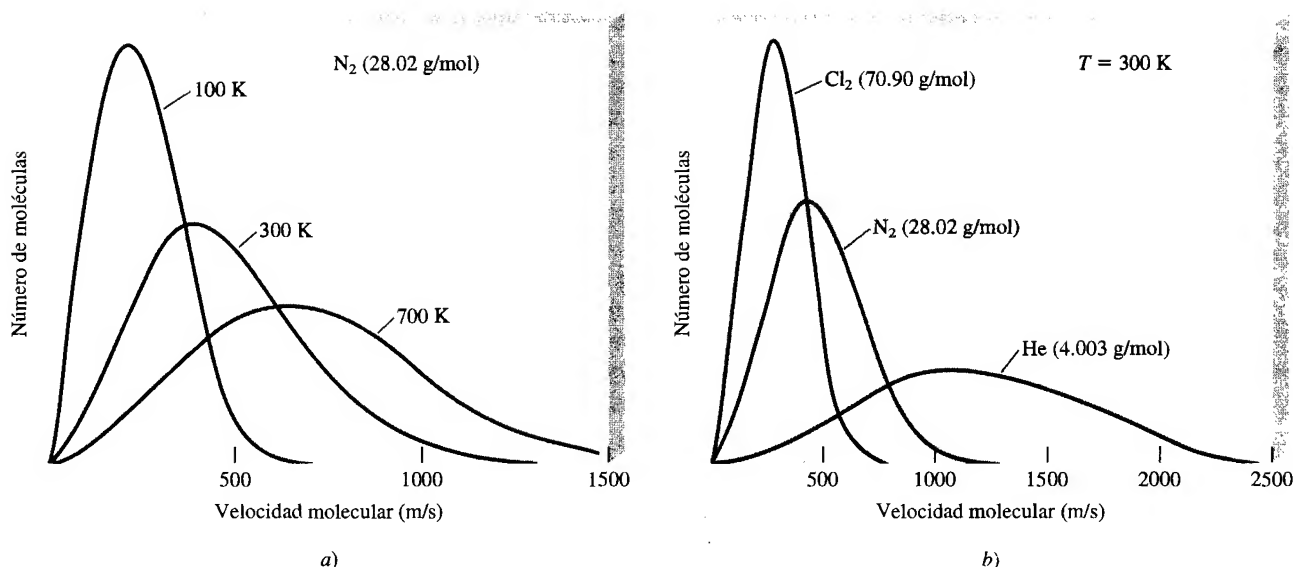


FIGURA 5.17 a) La distribución de las velocidades para nitrógeno gaseoso a tres temperaturas diferentes. Cuanto mayor es la temperatura, más moléculas se mueven a más alta velocidad. b) La distribución de las velocidades para tres gases a 300 K. A una temperatura dada, las moléculas más ligeras se mueven más rápido, en promedio.

En la figura 5.17a) se muestran algunas curvas comunes de *distribución de velocidad de Maxwell* para el nitrógeno gaseoso a tres temperaturas distintas. A una temperatura dada, la curva de distribución indica el número de moléculas que se mueven a cierta velocidad. El pico de cada curva representa la *velocidad más probable*, es decir, la velocidad del mayor número de moléculas. Observe que la velocidad más probable aumenta conforme la temperatura es mayor (el pico se desplaza hacia la derecha). Además, a medida que aumenta la temperatura, la curva empieza a hacerse más plana, lo que indica que un mayor número de moléculas se están moviendo a mayor velocidad. En la figura 5.17b) se muestra la distribución de la velocidad de tres gases, a la *misma* temperatura. La diferencia en las curvas puede explicarse observando que las moléculas más ligeras se mueven más rápido, en promedio, que las más pesadas.

Es posible demostrar la distribución de velocidades moleculares con un aparato como el que se ilustra en la figura 5.18. Un haz de átomos (o moléculas) sale de un horno a una temperatura conocida y pasa a través de un pequeño orificio (para colimar el haz). Dos placas circulares que están montadas en el mismo eje de transmisión se hacen girar por medio de un motor. A la primera placa se le llama “alternador” y la segunda es el detector. El objetivo del alternador es permitir que pequeñas ráfagas de átomos (o moléculas) pasen a través de éste cada vez que la rendija queda alineada con el haz. Entre cada ráfaga, las moléculas que se mueven con mayor velocidad alcanzarán el detector antes que las más lentas. Finalmente, se depositará una capa en el detector. Como las dos placas giran a la misma velocidad, las moléculas que lleguen en la siguiente ráfaga golpearán la placa del detector casi en el mismo lugar que las moléculas de la ráfaga anterior que tenían la misma velocidad. Con el tiempo, se hará visible el depósito molecular, cuya densidad indica la distribución de las velocidades moleculares a una temperatura determinada.

Raíz de la velocidad cuadrática media

¿Qué tan rápido se mueve una molécula, en promedio, a una temperatura T dada? Una forma de estimar la velocidad molecular es calculando la **raíz de la velocidad cuadrática media (rms)** (u_{rms}), que es una *velocidad molecular promedio*. Uno de los resultados de la teoría cinética de los gases es que la energía cinética total de un mol de cualquier gas es igual a $\frac{3}{2}RT$. Anteriormente, se vio que la energía cinética promedio de una molécula es $\frac{1}{2}m\overline{u^2}$, entonces se puede escribir

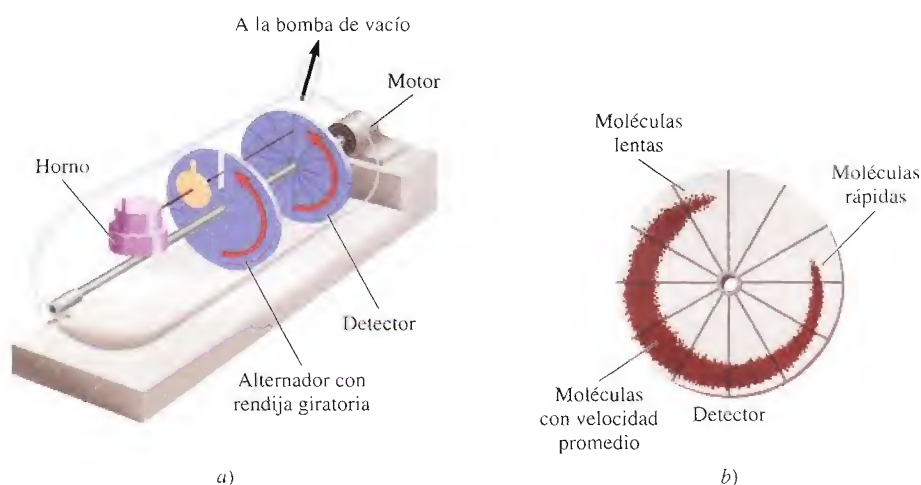


FIGURA 5.18 a) Aparato para estudiar la distribución de velocidad molecular a una cierta temperatura. La bomba de vacío hace que las moléculas viajen desde la izquierda hacia la derecha, como se muestra. b) La extensión del depósito en el detector indica el intervalo de velocidades moleculares, y la densidad del depósito es proporcional a la fracción de moléculas que se mueven a distintas velocidades.

$$N_A \left(\frac{1}{2} m \overline{u^2} \right) = \frac{1}{2} RT$$

donde N_A es el número de Avogadro. Como $N_A m = \mathcal{M}$, la ecuación anterior se puede reacomodar para obtener

$$\overline{u^2} = \frac{3RT}{\mathcal{M}}$$

Tomando la raíz cuadrada de ambos lados de la ecuación se obtiene

$$\sqrt{\overline{u^2}} = u_{\text{rms}} = \sqrt{\frac{3RT}{\mathcal{M}}} \quad (5.13)$$

La ecuación (5.13) muestra que la raíz de la velocidad cuadrática media de un gas aumenta con la raíz cuadrada de su temperatura (en kelvins). Como \mathcal{M} aparece en el denominador, la consecuencia es que mientras más pesado sea un gas, más lentamente se moverán sus moléculas. Si R se sustituye por el valor $8.314 \text{ J/K} \cdot \text{mol}$ (véase apéndice 2) y la masa molar se convierte en kg/mol , entonces el valor de u_{rms} se obtendrá en metros por segundo (m/s). Este procedimiento se ilustra con el ejemplo 5.17.

Ejemplo 5.17 Calcule la raíz de la velocidad cuadrática media de los átomos de helio y de las moléculas de nitrógeno en m/s a 25°C .

Razonamiento y solución Se necesita la ecuación (5.13) para calcular la raíz de la velocidad cuadrática media. Observe que, como las unidades de R son $\text{J/K} \cdot \text{mol}$, la masa molar debe expresarse en kg/mol . Así, la masa molar del He es $4.003 \times 10^{-3} \text{ kg/mol}$ y no 4.003 g/mol .

$$\begin{aligned} u_{\text{rms}} &= \sqrt{\frac{3RT}{\mathcal{M}}} \\ &= \sqrt{\frac{3(8.314 \text{ J/K} \cdot \text{mol})(298 \text{ K})}{4.003 \times 10^{-3} \text{ kg/mol}}} \\ &= \sqrt{1.86 \times 10^6 \text{ J/kg}} \end{aligned}$$

Utilizando el factor de conversión,

$$1 \text{ J} = 1 \text{ kg m}^2/\text{s}^2$$

se obtiene

$$\begin{aligned} u_{\text{rms}} &= \sqrt{1.86 \times 10^6 \text{ kg m}^2/\text{kg} \cdot \text{s}^2} \\ &= \sqrt{1.86 \times 10^6 \text{ m}^2/\text{s}^2} \\ &= 1.36 \times 10^3 \text{ m/s} \end{aligned}$$

El procedimiento es el mismo para el N_2 , cuya masa molar es de 28.02 g/mol, o 2.802×10^{-2} kg/mol:

$$\begin{aligned} u_{\text{rms}} &= \sqrt{\frac{3(8.314 \text{ J/K} \cdot \text{mol})(298 \text{ K})}{2.802 \times 10^{-2} \text{ kg/mol}}} \\ &= \sqrt{2.65 \times 10^5 \text{ m}^2/\text{s}^2} \\ &= 515 \text{ m/s} \end{aligned}$$

Comentario Por su menor masa, un átomo de helio, en promedio, se mueve aproximadamente 2.6 veces más rápido que una molécula de nitrógeno a la misma temperatura ($1360 \div 515 = 2.64$).

Problemas similares: 5.71, 5.72.

Ejercicio Calcule la raíz de la velocidad cuadrática media del cloro molecular, en m/s a 20°C .

Los cálculos del ejemplo 5.17 tienen una relación interesante con la composición de la atmósfera terrestre. La Tierra, a diferencia de Júpiter, por ejemplo, no tiene cantidades apreciables de hidrógeno o de helio en su atmósfera. ¿A qué se debe? Siendo un planeta más pequeño que Júpiter, la Tierra tiene una atracción gravitacional más débil por estas moléculas, que son las más ligeras. Un cálculo bastante sencillo demuestra que para escapar del campo gravitacional de la Tierra, una molécula debe tener una velocidad de escape igual o mayor que 1.1×10^4 m/s. Como la velocidad promedio del helio es considerablemente mayor que la del nitrógeno molecular o el oxígeno molecular, más átomos de helio escaparán de la atmósfera de la Tierra hacia el espacio exterior. Como consecuencia, el helio sólo está presente en pequeñas cantidades (trazas) en nuestra atmósfera. Por otra parte, Júpiter, con una masa aproximadamente 320 veces mayor que la de la Tierra, retiene en su atmósfera tanto a los gases ligeros como a los pesados.

En La química en acción de la página 188, se describe un fenómeno fascinante en el que están implicados gases a temperaturas extremadamente bajas.

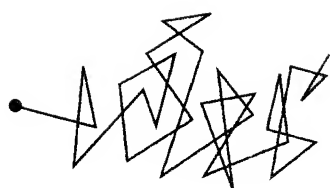


FIGURA 5.19 Recorrido de una sola molécula de gas. Cada cambio de dirección representa una colisión con otra molécula.

Difusión de los gases

La **difusión**, es decir, la mezcla gradual de las moléculas de un gas con moléculas de otro gas, en virtud de sus propiedades cinéticas, constituye una demostración directa del movimiento aleatorio. La difusión siempre procede de una región de mayor concentración a otra menos concentrada. A pesar de que las velocidades moleculares son muy grandes, el proceso de difusión toma un tiempo relativamente grande para completarse. Por ejemplo, cuando en un extremo de la mesa del laboratorio se abre una botella de una disolución concentrada de amoníaco, pasa un tiempo antes de que una persona que esté



FIGURA 5.20 Demostración de la difusión de un gas. El NH_3 gaseoso (de una botella que contiene amoníaco acuoso) se combina con HCl gaseoso (de una botella que contiene ácido clorhídrico), para formar NH_4Cl sólido. Como el NH_3 es más ligero y, por tanto, se difunde más rápido, el NH_4Cl sólido aparece primero más cerca de la botella de HCl (del lado derecho).

en el otro extremo de la mesa pueda olerlo. La razón es que una molécula experimenta numerosas colisiones mientras se está moviendo desde un extremo al otro de la mesa, como se muestra en la figura 5.19. Por ello, la difusión de los gases siempre sucede en forma gradual, y no en forma instantánea, como parecen sugerir las velocidades moleculares. Además, puesto que la raíz de la velocidad cuadrática media de un gas ligero es mayor que la de un gas más pesado (véase ejemplo 5.17), un gas más ligero se difundirá a través de un cierto espacio más rápido que un gas más pesado. En la figura 5.20 se ilustra la difusión gaseosa.

5.8 Desviación del comportamiento ideal

Las leyes de los gases y la teoría cinética molecular suponen que las moléculas en estado gaseoso no ejercen fuerza alguna entre ellas, ya sean de atracción o de repulsión. Otra suposición es que el volumen de las moléculas es pequeño y, por tanto despreciable, en comparación con el del recipiente que las contiene. Un gas que satisface estas dos condiciones se dice que exhibe *un comportamiento ideal*.

Aunque se puede suponer que los gases reales se comportan como un gas ideal, no se debe esperar que lo hagan en todas las condiciones. Por ejemplo, sin las fuerzas intermoleculares, los gases no se condensarían para formar líquidos. La pregunta importante es: ¿en qué condiciones los gases exhibirán un comportamiento no ideal?

En la figura 5.21 se muestra la relación gráfica de PV/RT contra P para tres gases reales y un gas ideal a una temperatura dada. Este gráfico aporta una prueba del comportamiento de un gas ideal. De acuerdo con la ecuación del gas ideal (para 1 mol de gas), $PV/RT = 1$, independientemente de la presión real del gas. (Cuando $n = 1$, $PV = nRT$ se convierte en $PV = RT$, o $PV/RT = 1$.) Para los gases reales, esto es válido sólo a presiones moderadamente bajas (≤ 5 atm); cuando aumenta la presión, las desviaciones son significativas. Las fuerzas de atracción operan entre las moléculas a distancias relativamente cortas. A presión atmosférica, las moléculas de un gas están muy separadas y las fuerzas de atracción son despreciables. A presiones elevadas, aumenta la densidad del gas y las moléculas ahora están más cerca unas de otras. Entonces, las fuerzas intermoleculares pueden ser muy significativas y afectar el movimiento de las moléculas, por lo que el gas no se comportará en forma ideal.

Otra manera de observar el comportamiento no ideal de los gases es disminuyendo la temperatura. Con el enfriamiento del gas disminuye la energía cinética promedio de sus moléculas, que en cierto sentido priva a las moléculas del impulso que necesitan para romper su atracción mutua.

Átomos sobreenfriados

¿Qué le sucede a un gas cuando se enfría casi hasta el cero absoluto? Hace más de 70 años, Albert Einstein amplió el trabajo del físico indio Satyendra Nath Bose, que predijo que a temperaturas extremadamente bajas, los átomos gaseosos de ciertos elementos se podrían "fusionar" o "condensar" para formar una sola entidad y una nueva forma de materia. A diferencia de los gases, los líquidos y los sólidos ordinarios, esta sustancia sobreenfriada, que se denominó *condensado de Bose-Einstein (BEC)*, no contendría átomos individuales porque los átomos originales se empalmarían en tal forma que no dejarían huecos entre ellos.

La hipótesis de Einstein inspiró a la comunidad internacional para intentar producir el BEC. Pero, como sucede a veces en la ciencia, en ese tiempo no se contaba con la tecnología necesaria, de tal suerte que las primeras investigaciones resultaron infructuosas. Los rayos láser, que utilizan un proceso que se basa en otra de las ideas de Einstein, no fueron diseñados exclusivamente para la investigación del BEC, pero se convirtieron en una herramienta fundamental para este trabajo.

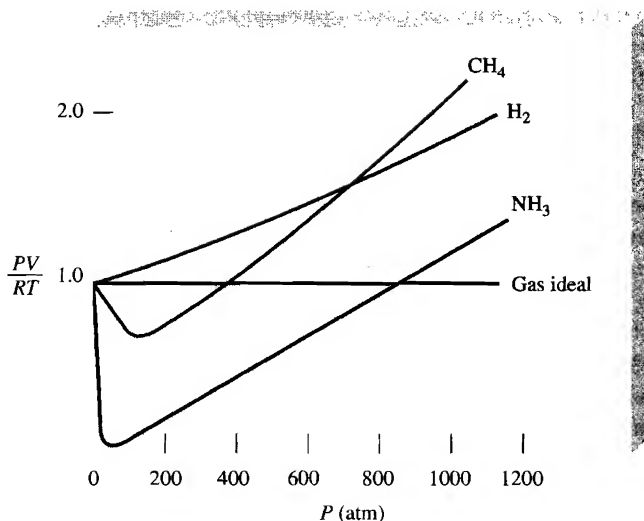
Finalmente, en 1995, los físicos encontraron la evidencia que habían buscado durante mucho tiempo. Un grupo de la Universidad de Colorado fue el primero en informar del éxito. El grupo creó un BEC enfriando una muestra de átomos de rubidio (Rb) gaseoso hasta 1.7×10^{-7} K mediante una técnica conocida como "enfria-

miento con láser", un proceso en el cual un rayo láser se dirige hacia un haz de átomos, golpeándolos de lleno y reduciendo en forma drástica su velocidad. Los átomos de Rb se enfriaron posteriormente en una "me-laza óptica" producida por la intersección de seis rayos láser. Los átomos más lentos y más fríos se quedaron atrapados en un campo magnético, mientras que los átomos más rápidos y "más calientes" escaparon, eliminando así más energía del gas. En estas condiciones, la energía cinética de los átomos atrapados fue prácticamente cero, lo que explica la temperatura extremadamente baja del gas. En este punto, los átomos de Rb formaron el condensado, justamente como Einstein había predicho. Aunque este BEC era invisible a simple vista (medía tan sólo 5×10^{-3} cm de ancho), los científicos pudieron capturar su imagen en un monitor de la computadora enfocándolo con otro rayo láser. El láser ocasionó que el BEC se degradara después de unos 15 segundos, pero este tiempo fue suficiente para registrar su existencia.

La figura muestra la distribución de velocidad de Maxwell¹ de los átomos de Rb a esta temperatura. Los colores indican el número de átomos que tienen la ve-

¹ La distribución de velocidad difiere de la distribución de rapidez en que la velocidad tiene magnitud y dirección. Entonces, la velocidad puede tener valores positivos y negativos, pero la rapidez sólo puede tener valores de cero o positivos.

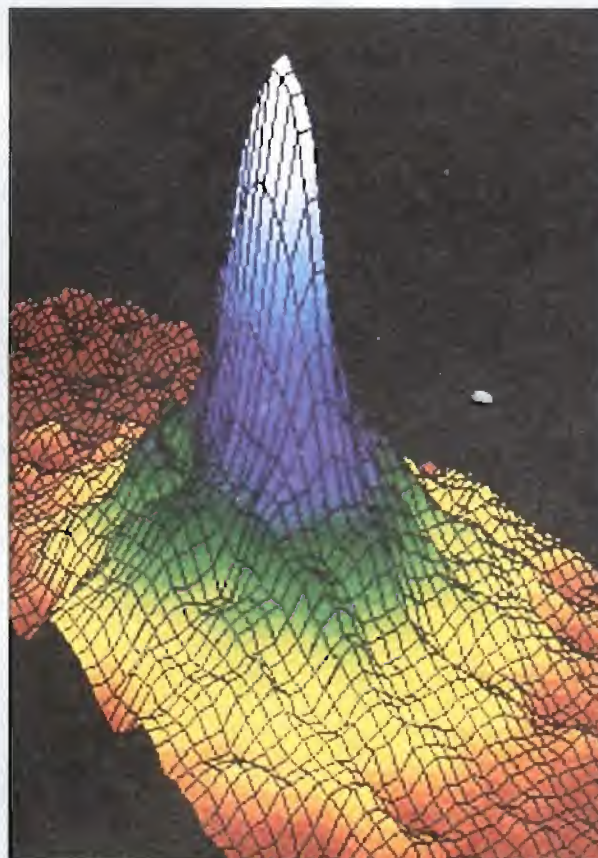
FIGURA 5.21 Gráfico de PV/RT contra P de 1 mol de un gas a 0°C . Para 1 mol de un gas ideal, PV/RT es igual a 1, sin importar la presión del gas. Para gases reales, se observan algunas desviaciones del comportamiento ideal a presiones elevadas. A presiones muy bajas, todos los gases se comportan idealmente; es decir, sus valores PV/RT convergen en 1 cuando la P tiende a cero.



locidad especificada por los dos ejes horizontales. Las porciones en azul y blanco representan a los átomos que se han fusionado para formar el BEC.

Unas semanas después del descubrimiento del grupo de Colorado, un grupo de científicos de la Universidad de Rice empleó técnicas semejantes y produjo con éxito un BEC con átomos de litio, y en 1998, los científicos del Instituto Tecnológico de Massachusetts produjeron un BEC con átomos de hidrógeno. Desde entonces se ha avanzado mucho en la comprensión de las propiedades del BEC en general y se han hecho experimentos para sistemas moleculares. Se espera que los estudios del BEC ayuden a aclarar las propiedades atómicas que todavía no se entienden por completo (véase capítulo 7), así como los mecanismos de la superconductividad (véase sección de La química en acción sobre este tema en el capítulo 11). Un beneficio más podría ser el desarrollo de mejores rayos láser. Otras aplicaciones dependerán de estudios posteriores del BEC mismo. No obstante, el descubrimiento de una nueva forma de materia ha sido uno de los logros científicos más sobresalientes del siglo xx.

Velocidad de distribución de Maxwell de átomos de Rb a casi 1.7×10^{-7} K. La velocidad aumenta desde el centro (cero) hacia los dos ejes. El color rojo representa el menor número de átomos de Rb y el color blanco, el mayor. La velocidad promedio en la región de color blanco es aproximadamente de 0.5 mm/s.



Para estudiar los gases reales con mayor exactitud, es necesario modificar la ecuación del gas ideal, tomando en cuenta las fuerzas intermoleculares y los volúmenes moleculares finitos. Este tipo de análisis fue realizado por primera vez por el físico holandés J. D. van der Waals¹¹ en 1873. Además de ser un procedimiento matemático simple, el análisis de van der Waals proporciona una interpretación del comportamiento del gas real a nivel molecular.

Cuando una molécula particular se aproxima hacia la pared de un recipiente (figura 5.22), las atracciones intermoleculares ejercidas por las moléculas vecinas tienden a suavizar el impacto de esta molécula contra la pared. El efecto global es una menor presión del gas que la que se esperaría para un gas ideal. Van der Waals sugirió que la presión ejercida por un gas ideal, P_{ideal} , está relacionada con la presión experimental medida, P_{real} , por medio de la ecuación

¹¹ Johannes Diderck van der Waals (1837-1923), físico holandés que recibió el premio Nobel de Física en 1910 por su trabajo acerca de las propiedades de los gases y los líquidos.

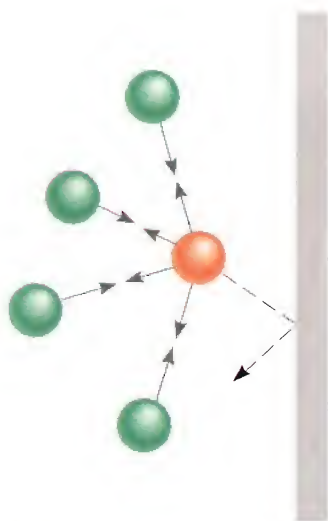


FIGURA 5.22 Efecto de las fuerzas intermoleculares sobre la presión ejercida por un gas. La velocidad de una molécula que se mueve hacia la pared del recipiente (esfera roja) se reduce por las fuerzas de atracción ejercidas por las moléculas vecinas (esferas verdes). Como consecuencia, el impacto de esta molécula con la pared del recipiente no es tan grande como el que sería si no existieran fuerzas intermoleculares. Por lo general, la presión medida del gas siempre es menor que la presión que el gas ejercería si se comportara de manera ideal.

$$P_{\text{ideal}} = P_{\text{real}} + \frac{an^2}{V^2}$$

\uparrow \uparrow
 presión factor de
 observada corrección

donde a es una constante y n y V son el número de moles y el volumen del gas, respectivamente. El factor de corrección para la presión (an^2/V^2) se entiende de la siguiente manera. Las interacciones intermoleculares que dan lugar al comportamiento no ideal dependen de la frecuencia con que se acerquen dos moléculas. El número de tales "encuentros" aumenta con el cuadrado del número de moléculas por unidad de volumen, $(n/V)^2$, debido a que la presencia de cada una de las dos moléculas en una región determinada es proporcional a n/V . La cantidad P_{ideal} es la presión que se mediría si no existieran atracciones intermoleculares y, entonces, a es tan sólo una constante de proporcionalidad.

Otra corrección es la concerniente al volumen ocupado por las moléculas del gas. En la ecuación del gas ideal, V representa el volumen del recipiente. Sin embargo, cada molécula ocupa un volumen intrínseco finito, aunque pequeño, de manera que el volumen efectivo del gas se convierte en $(V - nb)$, donde n es el número de moles del gas y b es una constante. El término nb representa el volumen ocupado por n moles del gas.

Tomando en cuenta las correcciones de presión y volumen, se vuelve a escribir la ecuación del gas ideal en la forma siguiente:

$$\underbrace{\left(P + \frac{an^2}{V^2}\right)}_{\text{presión corregida}} \underbrace{(V - nb)}_{\text{volumen corregido}} = nRT \quad (5.14)$$

La ecuación (5.14), que relaciona P , V , T y n para un gas no ideal, se conoce como la **ecuación de van der Waals**. Las constantes a y b de van der Waals se eligen para cada gas a fin de obtener la mayor congruencia posible entre la ecuación (5.14) y el comportamiento observado de un gas particular.

En la tabla 5.4 se enumeran los valores de a y b para varios gases. El valor de a indica qué tan fuerte se atraen las moléculas de un gas determinado. Se puede ver que los átomos de helio son los que tienen las atracciones más débiles, puesto que tiene el valor de a más pequeño. También existe otra correlación entre el tamaño molecular y b . Por lo general, cuanto más grande sea una molécula (o átomo), mayor será b , pero la relación entre b y el tamaño molecular (o atómico) no es tan simple.

En el siguiente ejemplo se compara la presión calculada de un gas mediante la ecuación del gas ideal y la ecuación de van der Waals.

Ejemplo 5.18 Dado que 3.50 moles de NH_3 ocupan 5.20 L a 47°C , calcule la presión del gas (en atm) utilizando a) la ecuación del gas ideal y b) la ecuación de van der Waals.

Razonamiento y solución El inciso a) es una aplicación directa de la ecuación del gas ideal, semejante al ejemplo 5.5. Para el inciso b) se necesita la ecuación (5.14) y la tabla 5.4.

a) Se tienen los siguientes datos:

$$V = 5.20 \text{ L}$$

$$T = (47 + 273) \text{ K} = 320 \text{ K}$$

$$n = 3.50 \text{ mol}$$

$$R = 0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol}$$

Sustituyendo estos valores en la ecuación del gas ideal:

$$P = \frac{nRT}{V}$$

$$= \frac{(3.50 \text{ mol})(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol})(320 \text{ K})}{5.20 \text{ L}}$$

$$= 17.7 \text{ atm}$$

b) De la tabla 5.4, se tiene

$$a = 4.17 \text{ atm} \cdot \text{L}^2/\text{mol}^2$$

$$b = 0.0371 \text{ L/mol}$$

Es conveniente calcular primero los factores de corrección para la ecuación (5.14). Éstos son

$$\frac{an^2}{V^2} = \frac{(4.17 \text{ atm} \cdot \text{L}^2/\text{mol}^2)(3.50 \text{ mol})^2}{(5.20 \text{ L})^2} = 1.89 \text{ atm}$$

$$nb = (3.50 \text{ mol})(0.0371 \text{ L/mol}) = 0.130 \text{ L}$$

Por último, se sustituyen los valores en la ecuación de van der Waals

$$(P + 1.89 \text{ atm})(5.20 \text{ L} - 0.130 \text{ L}) = (3.50 \text{ mol})(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol})(320 \text{ K})$$

$$P = 16.2 \text{ atm}$$

Comentario La presión real medida en estas condiciones es 16.0 atm. Por tanto, la presión calculada con la ecuación de van der Waals (16.2 atm) es más cercana al valor real que la calculada con la ecuación del gas ideal (17.7 atm). Observe que la atracción entre las moléculas de NH_3 hacen que la presión sea menor que la de un gas ideal en las mismas condiciones.

Tabla 5.4 Constantes de van der Waals de algunos gases comunes

Gas	a $\left(\frac{\text{atm} \cdot \text{L}^2}{\text{mol}^2}\right)$	b $\left(\frac{\text{L}}{\text{mol}}\right)$
He	0.034	0.0237
Ne	0.211	0.0171
Ar	1.34	0.0322
Kr	2.32	0.0398
Xe	4.19	0.0266
H_2	0.0244	0.0266
N_2	1.39	0.0391
O_2	1.36	0.0318
Cl_2	6.49	0.0562
CO_2	3.59	0.0427
CH_4	2.25	0.0428
CCl_4	20.4	0.138
NH_3	4.17	0.0371
H_2O	5.46	0.0305

Problema similar: 5.79.

Ejercicio Con base en los datos de la tabla 5.4, calcule la presión ejercida por 4.37 moles de cloro molecular confinados en un volumen de 2.45 L a 38°C. Compare la presión con la calculada por medio de la ecuación del gas ideal.

Ecuaciones clave

- $PV = k_1$ (5.1b) Ley de Boyle, T y n permanecen constantes.
- $P_1V_1 = P_2V_2$ (5.2) Ley de Boyle. Para calcular los cambios de presión o de volumen.
- $\frac{V}{T} = k_2$ (5.3) Ley de Charles, P y n permanecen constantes.
- $\frac{P}{T} = k_3$ (5.4) Ley de Charles. V y n permanecen constantes.
- $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$ (5.5) Ley de Charles. Para calcular los cambios de temperatura o de volumen.

- $V = k_p n$ (5.6) Ley de Avogadro, P y T permanecen constantes.
- $PV = nRT$ (5.7) Ecuación del gas ideal.
- $\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$ (5.8) Para calcular los cambios de presión, temperatura o de volumen cuando n es constante.
- $d = \frac{P\mathcal{M}}{RT}$ (5.9) Para calcular la densidad o la masa molar.
- $P_i = X_i P_T$ (5.11) Ley de Dalton de las presiones parciales. Para calcular las presiones parciales.
- $\overline{KE} = \frac{1}{2} m \overline{u^2} = CT$ (5.12) Relaciona la energía cinética promedio de un gas con su temperatura absoluta.
- $u_{rms} = \sqrt{\frac{3RT}{\mathcal{M}}}$ (5.13) Para calcular la raíz de la velocidad cuadrática media de las moléculas de un gas.
- $\left(P + \frac{an^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$ (5.14) Ecuación de van der Waals. Para calcular la presión de un gas no ideal.

Resumen de hechos y conceptos

1. A 25°C y 1 atm, varios elementos y compuestos moleculares existen en forma de gases. Los compuestos iónicos son sólidos más que gaseosos en condiciones atmosféricas.
2. Los gases ejercen presión porque sus moléculas se mueven libremente y chocan contra cualquier superficie con la que hacen contacto. Las unidades de presión de los gases incluyen milímetros de mercurio (mmHg), torr, pascales y atmósferas. Una atmósfera es igual a 760 mmHg, o 760 torr.
3. Las relaciones de presión y volumen de los gases ideales están gobernadas por la ley de Boyle: el volumen es inversamente proporcional a la presión (a T y n constantes).
4. Las relaciones de temperatura-volumen de los gases ideales se describen por la ley de Charles y de Gay-Lussac: el volumen es directamente proporcional a la temperatura (a P y n constantes).
5. El cero absoluto (−273.15°C) es la menor temperatura teóricamente obtenible. La escala de temperatura Kelvin toma como 0 K el cero absoluto. En todos los cálculos de las leyes de los gases, la temperatura se debe expresar en kelvins.
6. Las relaciones de cantidad y volumen de los gases ideales se describen por la ley de Avogadro: volúmenes iguales de gases contienen el mismo número de moléculas (a la misma T y P).
7. La ecuación del gas ideal, $PV = nRT$, combina las leyes de Boyle, Charles y Avogadro. Esta ecuación describe el comportamiento del gas ideal.
8. La ley de Dalton de las presiones parciales establece que, en una mezcla de gases, cada gas ejerce igual presión que si estuviera solo y ocupara el mismo volumen.
9. La teoría cinética molecular, una forma matemática de describir el comportamiento de las moléculas de los gases, se basa en las siguientes suposiciones: las moléculas de los gases están separadas por distancias más grandes que las de sus propias dimensiones, poseen masa pero su volumen es despreciable, están en constante movimiento y con frecuencia chocan entre sí. Las moléculas no se atraen ni se repelen entre sí.
10. La curva de distribución de velocidades de Maxwell indica cuántas moléculas de un gas se mueven a las distintas velocidades a una temperatura dada. Cuando la temperatura se eleva, mayor número de moléculas se mueven a gran velocidad.
11. La difusión de los gases demuestra el movimiento molecular aleatorio.
12. La ecuación de van der Waals es una modificación de la ecuación del gas ideal que toma en cuenta el comportamiento no ideal de los gases reales. Hace correcciones considerando que las moléculas de un gas real sí ejercen fuerzas entre ellas y que además tienen volumen. Las constantes de van der Waals se determinan experimentalmente para cada gas.

Palabras clave

Barómetro, p. 156	Escala de temperatura absoluta, p. 163	Ley de Charles, p. 164	Presión, p. 156
Cero absoluto, p. 163	Escala de temperatura Kelvin, p. 163	Ley de Dalton de las presiones parciales, p. 175	Presiones parciales, p. 175
Constante de los gases, p. 166	Fracción molar, p. 176	Manómetro, p. 158	Raíz de la velocidad cuadrática media (rms)(u_{rms}), p. 184
Difusión, p. 186	Gas ideal, p. 166	Newton (N), p. 156	Temperatura y presión estándar (TPE), p. 167
Ecuación de van der Waals, p. 190	Joule (J), p. 181	Pascal (Pa), p. 156	Teoría cinética molecular de los gases, p. 182
Ecuación del gas ideal, p. 166	Ley de Avogadro, p. 165	Presión atmosférica estándar (1 atm), p. 157	
Energía cinética (EC), p. 181	Ley de Boyle, p. 160	Presión atmosférica, p. 156	
	Ley de Charles y de Gay-Lussac, p. 164		

Preguntas y problemas

Sustancias que existen como gases

Preguntas de repaso

- 5.1 Nombre cinco elementos y compuestos que existan como gases a temperatura ambiente.
- 5.2 Enumere las características físicas de los gases.

Presión de un gas

Preguntas de repaso

- 5.3 Defina la presión y dé sus unidades más comunes.
- 5.4 Describa cómo se usan un barómetro y un manómetro para medir la presión de un gas.
- 5.5 ¿Por qué el mercurio es una sustancia más adecuada que el agua para utilizarse en el barómetro?
- 5.6 Explique por qué la altura de la columna de mercurio en un barómetro es independiente del área de la sección transversal del tubo. ¿Seguiría funcionando el barómetro si el tubo se inclinara a un ángulo de, por ejemplo, 15° (véase figura 5.3)?
- 5.7 ¿En dónde sería más fácil tomar agua con un popote, en la cima o en la falda del Monte Everest? Explique.
- 5.8 ¿La presión atmosférica en una mina que está a 500 m bajo el nivel del mar será mayor o menor que una atmósfera?
- 5.9 ¿Qué diferencia hay entre un gas y un vapor? A 25°C , ¿cuál de las siguientes sustancias en estado gaseoso se pueden llamar apropiadamente gas y cuál deberá considerarse vapor: nitrógeno molecular (N_2), mercurio?
- 5.10 Si la distancia máxima a la cual se puede sacar agua de un pozo por medio de una bomba de succión es de 34 ft (10.3 m), ¿cómo es posible obtener agua y petróleo que estén a cientos de pies bajo la superficie de la Tierra?
- 5.11 ¿Por qué cuando la lectura de un barómetro cae en una parte del mundo debe aumentar en cualquier otro lado?
- 5.12 ¿Por qué los astronautas deben usar trajes protectores cuando están en la superficie de la Luna?

Problemas

- 5.13 Convierta 562 mmHg a kPa y 2.0 kPa a mmHg.
- 5.14 La presión atmosférica en la cima del Monte McKinley es de 606 mmHg en cierto día. ¿Cuál es la presión en atm y en kPa?

Las leyes de los gases

Preguntas de repaso

- 5.15 Enuncie las siguientes leyes de los gases en forma escrita y también con ecuaciones: leyes de Boyle, Charles y Avogadro. Indique, en cada caso, las condiciones en las que se aplica cada ley y exprese las unidades para cada término en la ecuación.
- 5.16 Explique por qué se expande un globo de helio cuando se eleva en el aire. Suponga que la temperatura permanece constante.

Problemas

- 5.17 Un gas que ocupa un volumen de 725 mL a una presión de 0.970 atm se deja expandir a temperatura constante hasta alcanzar una presión de 0.541 atm. ¿Cuál es su volumen final?
- 5.18 Una muestra de gas amoníaco ejerce una presión de 5.3 atm a 46°C . ¿Cuál es la presión cuando el volumen del gas se reduce a una décima parte (0.10) de su valor inicial a la misma temperatura?
- 5.19 El volumen de un gas es de 5.80 L, medido a 1.00 atm. ¿Cuál es la presión del gas en mmHg si el volumen cambia a 9.65 L? (La temperatura permanece constante.)
- 5.20 Una muestra de aire ocupa un volumen de 3.8 L cuando la presión es de 1.2 atm. a) ¿Qué volumen ocuparía a 6.6 atm? b) ¿Cuál es la presión requerida para comprimirlo a 0.075 L? (La temperatura se mantiene constante.)
- 5.21 Un volumen de 36.4 L de gas metano se calienta de 25°C a 88°C a presión constante. ¿Cuál es el volumen final del gas?

- 5.22 En condiciones de presión constante, una muestra de gas hidrógeno con un volumen inicial de 9.6 L a 88°C se enfría hasta que su volumen final es de 3.4 L. ¿Cuál es su temperatura final?
- 5.23 El amoníaco se quema en oxígeno gaseoso formando óxido nítrico (NO) y vapor de agua. ¿Cuántos volúmenes de NO se obtienen de un volumen de amoníaco a la misma temperatura y presión?
- 5.24 El cloro y el flúor moleculares se combinan para formar un producto gaseoso. En las mismas condiciones de presión y temperatura se encuentra que un volumen de Cl_2 reacciona con tres volúmenes de F_2 para obtener dos volúmenes del producto. ¿Cuál es la fórmula del producto?

La ecuación del gas ideal

Preguntas de repaso

- 5.25 Enumere las características de un gas ideal.
- 5.26 Escriba la ecuación del gas ideal y enúnciela en forma verbal. Expresé las unidades para cada término en la ecuación.
- 5.27 ¿Cuáles son los valores de temperatura y presión estándares (TPE)? ¿Cuál es el significado de TPE con respecto al volumen de 1 mol de un gas ideal?
- 5.28 ¿Por qué la densidad de un gas es mucho menor que la de un líquido o un sólido en condiciones atmosféricas? ¿Qué unidades se usan normalmente para expresar la densidad de los gases?

Problemas

- 5.29 Una muestra de nitrógeno gaseoso contenido en un recipiente con un volumen de 2.3 L a una temperatura de 32°C, ejerce una presión de 4.7 atm. Calcule el número de moles presentes en el gas.
- 5.30 Dado que 6.9 moles del gas monóxido de carbono están presentes en un recipiente con un volumen de 30.4 L, ¿cuál es la presión del gas (en atm) si la temperatura es 62°C?
- 5.31 ¿Qué volumen ocuparán 5.6 moles de hexafluoruro de azufre (SF_6) gaseoso si la temperatura y presión del gas son 128°C y 9.4 atm?
- 5.32 Una cierta cantidad de gas está contenido en un recipiente de vidrio a 25°C y a una presión de 0.800 atm. Suponga que el recipiente soporta una presión máxima de 2.00 atm. ¿Cuánto se puede elevar la temperatura del gas sin que se rompa el recipiente?
- 5.33 Un globo lleno de gas que tiene un volumen de 2.50 L a 1.2 atm y 25°C se eleva en la estratosfera (unos 30 km sobre la superficie de la Tierra), donde la temperatura y la presión son -23°C y 3.00×10^{-3} atm, respectivamente. Calcule el volumen final del globo.
- 5.34 La temperatura de 2.5 L de un gas, inicialmente a TPE, se eleva a 250°C a volumen constante. Calcule la presión final del gas en atm.
- 5.35 La presión de 6.0 L de un gas ideal en un recipiente flexible se reduce a un tercio de su presión original, y su temperatura absoluta disminuye a la mitad. ¿Cuál es el volumen final del gas?
- 5.36 Un gas liberado durante la fermentación de glucosa (en la manufactura de vino) tiene un volumen de 0.78 L a 20.1°C

y 1.00 atm. ¿Cuál es el volumen del gas a la temperatura de fermentación de 36.5°C y 1.00 atm de presión?

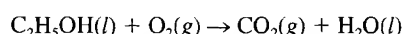
- 5.37 Un gas ideal originalmente a 0.85 atm y 66°C se expande hasta que su volumen final, presión y temperatura son 94 mL, 0.60 atm y 45°C, respectivamente. ¿Cuál era su volumen inicial?
- 5.38 El volumen de un gas a TPE es de 488 mL. Calcule su volumen a 22.5 atm y 150°C.
- 5.39 Un gas a 772 mmHg y 35.0°C ocupa un volumen de 6.85 L. Calcule su volumen a TPE.
- 5.40 El hielo seco es dióxido de carbono sólido. Una muestra de 0.050 g de hielo seco se coloca en un recipiente vacío que tiene un volumen de 4.6 L a 30°C. Calcule la presión interior del recipiente después de que todo el hielo seco se ha convertido en CO_2 gaseoso.
- 5.41 A TPE, 0.280 L de un gas pesan 0.400 g. Calcule la masa molar del gas.
- 5.42 A 741 torr y 44°C, 7.10 g de un gas ocupan un volumen de 5.40 L. ¿Cuál es la masa molar del gas?
- 5.43 Las moléculas de ozono en la estratosfera absorben una buena parte de la radiación solar nociva. La temperatura y presión típicas del ozono en la estratosfera son 250 K y 1.0×10^{-3} atm, respectivamente. ¿Cuántas moléculas de ozono están presentes en 1.0 L de aire en estas condiciones?
- 5.44 Suponiendo que el aire contiene 78% de N_2 , 21% de O_2 y 1% de Ar, todos en volumen, ¿cuántas moléculas de cada tipo de gas están presentes en 1.0 L de aire a TPE?
- 5.45 Un recipiente de 2.10 L contiene 4.65 g de un gas a 1.00 atm y 27.0°C. a) Calcule la densidad del gas en gramos por litro. b) ¿Cuál es la masa molar del gas? Suponga un comportamiento ideal.
- 5.46 Calcule la densidad del bromuro de hidrógeno (HBr) gaseoso en gramos por litro a 733 mmHg y 46°C.
- 5.47 Un cierto anestésico contiene 64.9% de C, 13.5% de H y 21.6% de O en masa. A 120°C y 750 mmHg, 1.00 L del compuesto gaseoso pesa 2.30 g. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?
- 5.48 Un compuesto tiene la fórmula empírica SF_4 . A 20°C, 0.100 g del compuesto gaseoso ocupan un volumen de 22.1 mL y ejercen una presión de 1.02 atm. ¿Cuál es la fórmula molecular del gas?

La estequiometría de los gases

Problemas

- 5.49 Un compuesto de P y F se analizó de la siguiente manera: Se calentaron 0.2324 g del compuesto en un recipiente de 378 cm^3 transformándolo todo en gas, el cual tuvo una presión de 97.3 mmHg a 77°C. Enseguida, el gas se mezcló con una disolución de cloruro de calcio y todo el F se transformó en 0.2631 g de CaF_2 . Determine la fórmula molecular del compuesto.
- 5.50 Una cantidad de 0.225 g de un metal M (masa molar = 27.0 g/mol) liberó 0.303 L de hidrógeno molecular (medido a 17°C y 741 mmHg) al reaccionar con un exceso de ácido clorhídrico. Deduzca a partir de estos datos la ecuación correspondiente y escriba las fórmulas del óxido y del sulfato de M.

- 5.51 ¿Qué masa de NH_4Cl sólido se formó cuando se mezclaron 73.0 g de NH_3 con una masa igual de HCl ? ¿Cuál es el volumen del gas remanente, medido a 14.0°C y 752 mmHg? ¿De qué gas se trata?
- 5.52 Al disolver 3.00 g de una muestra impura de carbonato de calcio en ácido clorhídrico se formaron 0.656 L de dióxido de carbono (medido a 20.0°C y 792 mmHg). Calcule el porcentaje en masa del carbonato de calcio en la muestra. Plantee las suposiciones.
- 5.53 Calcule la masa en gramos de cloruro de hidrógeno que se forma cuando 5.6 L de hidrógeno molecular, medido a TPE, reacciona con un exceso de cloro molecular gaseoso.
- 5.54 El etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) se quema en el aire:



Haga el balance de la ecuación y determine el volumen de aire en litros a 35.0°C y 790 mmHg que se requieren para quemar 227 g de etanol. Suponga que el aire contiene 21.0% de O_2 en volumen.

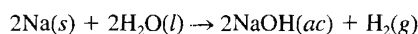
Ley de Dalton de las presiones parciales

Preguntas de repaso

- 5.55 Enuncie la ley de Dalton de las presiones parciales y explique qué es la fracción molar. ¿La fracción molar tiene unidades?
- 5.56 Una muestra de aire sólo contiene nitrógeno y oxígeno gaseosos, cuyas presiones parciales son 0.80 atm y 0.20 atm, respectivamente. Calcule la presión total y las fracciones molares de los gases.

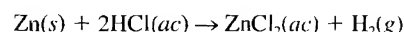
Problemas

- 5.57 Una mezcla de gases contiene 0.31 moles de CH_4 , 0.25 moles de C_2H_6 y 0.29 moles de C_3H_8 . La presión total es 1.50 atm. Calcule las presiones parciales de los gases.
- 5.58 Un matraz de 2.5 L a 15°C contiene una mezcla de N_2 , He y Ne a presiones parciales de 0.32 atm para N_2 , 0.15 atm para He y 0.42 atm para Ne. a) Calcule la presión total de la mezcla. b) Calcule el volumen en litros a TPE que ocuparán el He y el Ne si el N_2 se elimina selectivamente.
- 5.59 El aire seco cerca del nivel del mar tiene la siguiente composición en volumen: N_2 , 78.08%; O_2 , 20.94%; Ar, 0.93%; CO_2 , 0.05%. La presión atmosférica es 1.00 atm. Calcule a) la presión parcial de cada gas en atm y b) la concentración de cada gas en moles por litro a 0°C . (Sugerencia: cómo el volumen es proporcional al número de moles presentes, las fracciones molares de los gases se pueden expresar como relaciones de volúmenes a la misma temperatura y presión.)
- 5.60 Una mezcla de helio y neón gaseosos se recolectó sobre agua a 28.0°C y 745 mmHg. Si la presión parcial del helio es 368 mmHg, ¿cuál es la presión parcial del neón? (La presión de vapor de agua a 28°C = 28.3 mmHg.)
- 5.61 Un trozo de sodio metálico reacciona completamente con agua del modo siguiente:



El hidrógeno gaseoso generado se recoge sobre agua a 25.0°C . El volumen del gas es de 246 mL medido a 1.00 atm. Calcule el número de gramos de sodio consumidos en la reacción. (La presión de vapor de agua a 25.0°C = 0.0313 atm.)

- 5.62 Una muestra de zinc metálico reacciona completamente con un exceso de ácido clorhídrico:



El gas hidrógeno generado se recoge sobre agua a 25.0°C por medio de un dispositivo semejante al que se muestra en la figura 5.15. El volumen del gas es 7.80 L y la presión es 0.980 atm. Calcule la cantidad de zinc metálico (en gramos) consumido en la reacción. (Presión de vapor de agua a 25°C = 23.8 mmHg).

- 5.63 El helio se mezcla con oxígeno gaseoso para bucear a grandes profundidades en el mar. Calcule el porcentaje en volumen de oxígeno gaseoso en la mezcla si un buzo tiene que sumergirse a una profundidad en la que la presión total es de 4.2 atm. La presión parcial del oxígeno se mantiene a 0.20 atm a esta profundidad.
- 5.64 Una muestra de amoníaco gaseoso (NH_3) se descompone completamente en nitrógeno e hidrógeno gaseosos sobre lana de hierro caliente. Si la presión total es de 866 mmHg, calcule las presiones parciales de N_2 e H_2 .

La teoría cinética molecular de los gases

Preguntas de repaso

- 5.65 ¿Cuáles son las suposiciones básicas de la teoría cinética molecular de los gases?
- 5.66 ¿Cómo explica la teoría cinética molecular las siguientes leyes: de Boyle, Charles, Avogadro y Dalton de las presiones parciales?
- 5.67 ¿Qué expresa la curva de distribución de velocidades de Maxwell? ¿Tal teoría funcionaría para una muestra de 200 moléculas? Explique.
- 5.68 Escriba la expresión de la raíz de la velocidad cuadrática media para un gas a temperatura T . Defina cada término de la ecuación e indique las unidades que se utilizan en los cálculos.
- 5.69 ¿Cuál de los siguientes enunciados es correcto? a) El calor se produce por el choque entre las moléculas de los gases. b) Cuando un gas se calienta, las moléculas chocan entre sí con más frecuencia.
- 5.70 El hexafluoruro de uranio (UF_6) es un gas mucho más pesado que el helio. Sin embargo, a una temperatura dada, las energías cinéticas promedio de las muestras de los dos gases son iguales. Explique.

Problemas

- 5.71 Compare los valores de las raíces de la velocidad cuadrática media del O_2 y del UF_6 a 65°C .
- 5.72 La temperatura en la estratosfera es de -23°C . Calcule las raíces de la velocidad cuadrática media de las moléculas de N_2 , O_2 y O_3 en esta región.

- 5.73 La distancia promedio que recorre una molécula entre colisiones sucesivas se conoce como la *trayectoria libre promedio*. Para una cantidad dada de un gas, ¿en qué forma depende la trayectoria libre promedio de: a) la densidad, b) la temperatura a volumen constante, c) la presión a temperatura constante, d) el volumen a temperatura constante y e) el tamaño de los átomos?
- 5.74 A cierta temperatura, las velocidades de seis moléculas gaseosas en un recipiente son de 2.0, 2.2, 2.6, 2.7, 3.3 y 3.5 m/s. Calcule la raíz de la velocidad cuadrática media y la velocidad promedio de las moléculas. Estos dos valores promedio están muy cercanos, pero el valor de la raíz de la velocidad cuadrática media siempre es mayor. ¿Por qué?

Desviación del comportamiento ideal

Preguntas de repaso

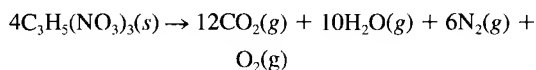
- 5.75 Mencione dos evidencias para mostrar que los gases no se comportan en forma ideal en todas las condiciones.
- 5.76 ¿En cuáles de las siguientes condiciones se esperaría que un gas se comportara en forma casi ideal? a) Temperatura elevada y presión baja, b) temperatura y presión elevadas, c) baja temperatura y presión elevada, d) temperatura y presión bajas.
- 5.77 Escriba la ecuación de van der Waals para un gas real. Explique los términos que corrigen la presión y el volumen.
- 5.78 a) Un gas real se introduce en un matraz de volumen V . El volumen corregido del gas ¿es mayor o menor que V ? b) El amoníaco tiene un valor de a mayor que el del neón (véase tabla 5.4). ¿Qué se concluye acerca de la fuerza relativa de las fuerzas de atracción entre las moléculas de amoníaco y entre los átomos de neón?

Problemas

- 5.79 Con la utilización de los datos de la tabla 5.4, calcule la presión ejercida por 2.50 moles de CO_2 confinados en un volumen de 5.00 L a 450 K. Compare la presión con la que predice la ecuación del gas ideal.
- 5.80 A 27°C, 10.0 moles de un gas contenido en un recipiente de 1.50 L ejercen una presión de 130 atm, ¿es éste un gas ideal?

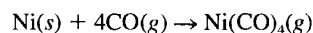
Problemas complementarios

- 5.81 Discuta los siguientes fenómenos en términos de las leyes de los gases: a) el aumento en la presión de la llanta de un automóvil en un día caluroso, b) la “explosión” de una bolsa de papel inflada, c) la expansión de un globo climático al elevarse en el aire, d) el fuerte sonido que hace un foco al romperse.
- 5.82 En las mismas condiciones de temperatura y presión, ¿cuál de los siguientes gases se comportará más idealmente: Ne , N_2 o CH_4 ? Explique.
- 5.83 La nitroglicerina, un compuesto explosivo, se descompone de acuerdo con la ecuación



Calcule el volumen total de los gases recolectados a 1.2 atm y 25°C a partir de 2.6×10^2 g de nitroglicerina. ¿Cuáles son las presiones parciales de los gases en estas condiciones?

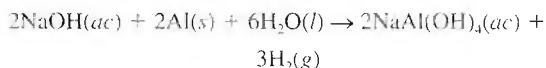
- 5.84 La fórmula empírica de un compuesto es CH . A 200°C, 0.145 g de este compuesto ocupan un volumen de 97.2 mL a una presión de 0.74 atm. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?
- 5.85 Cuando se calienta el nitrito de amonio (NH_4NO_2), éste se descompone para formar nitrógeno gaseoso. Esta propiedad se utiliza para inflar algunas pelotas de tenis. a) Escriba una ecuación balanceada para la reacción. b) Calcule la cantidad (en gramos) de NH_4NO_2 necesaria para inflar una pelota de tenis a un volumen de 86.2 mL a 1.20 atm y 22°C. El porcentaje en masa de bicarbonato (HCO_3^-) en una tableta de Alka-Seltzer es de 32.5%. Calcule el volumen (en mL) de CO_2 generado a 37°C y 1.00 atm cuando una persona ingiere una tableta de 3.29 g. (Sugerencia: la reacción ocurre entre el HCO_3^- y el HCl del estómago.)
- 5.87 El punto de ebullición del nitrógeno líquido es -196°C . Con sólo esta información, ¿cree que el nitrógeno es un gas ideal?
- 5.88 En el proceso metalúrgico del refinamiento de níquel, el metal primero se combina con monóxido de carbono para formar tetracarbonilo níquel, el cual es un gas a 43°C:



Esta reacción separa el níquel de otras impurezas sólidas.

- a) A partir de 86.4 g de Ni , calcule la presión de $\text{Ni}(\text{CO})_4$ en un recipiente con un volumen de 4.00 L. (Suponga que la reacción anterior es completa.) b) A temperaturas por arriba de 43°C, la presión del gas aumenta mucho más rápido que lo que predice la ecuación del gas ideal. Explique.
- 5.89 La presión parcial del dióxido de carbono varía con las estaciones. ¿Esperaría que la presión parcial en el hemisferio Norte fuera mayor en el verano o en el invierno? Explique.
- 5.90 Una persona adulta sana exhala alrededor de 5.0×10^2 mL de una mezcla gaseosa en cada respiración. Calcule el número de moléculas presentes en este volumen a 37°C y 1.1 atm. Enumere los componentes principales de esta mezcla gaseosa.
- 5.91 Al bicarbonato de sodio (NaHCO_3) se le llama polvo para hornear, ya que cuando se calienta libera dióxido de carbono gaseoso, el responsable de que se inflen las galletas, las donas y el pan. a) Calcule el volumen (en litros) de CO_2 producido al calentar 5.0 g de NaHCO_3 a 180°C y 1.3 atm. b) El bicarbonato de amonio (NH_4HCO_3) también se ha utilizado para el mismo fin. Sugiera una ventaja y desventaja al usar NH_4HCO_3 en lugar de NaHCO_3 para hornear.
- 5.92 Un barómetro que tiene un área de sección transversal de 1.00 cm^2 , a nivel del mar mide una presión de 76.0 cm de mercurio. La presión ejercida por esta columna de mercurio es igual a la que ejerce todo el aire en 1 cm^2 de la superficie de la Tierra. Si la densidad del mercurio es de 13.6 g/mL y el radio promedio de la Tierra es de 6371 km, calcule la masa total de la atmósfera de la Tierra en kilogramos. (Sugerencia: el área superficial de una esfera es $4\pi r^2$, donde r es el radio de la esfera.)
- 5.93 Algunos productos comerciales que se usan para destapar cañerías contienen una mezcla de hidróxido de sodio y pol-

vo de aluminio. Cuando la mezcla se vierte en un drenaje tapado, ocurre la siguiente reacción

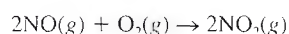


El calor generado en esta reacción ayuda a derretir los sólidos, como la grasa, que obstruyen la cañería, y el gas hidrógeno liberado remueve los sólidos que tapan el drenaje. Calcule el volumen de H_2 formado a TPE si 3.12 g de Al se tratan con un exceso de NaOH.

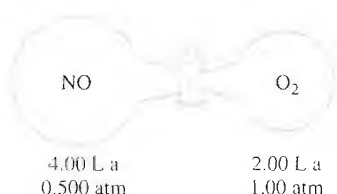
- 5.94** El volumen de una muestra de HCl gaseoso puro fue de 189 mL a 25°C y 108 mmHg. Se disolvió completamente en unos 60 mL de agua y se valoró con una disolución de NaOH. Se requirieron 15.7 mL de esta disolución para neutralizar el HCl. Calcule la molaridad de la disolución de NaOH.
- 5.95** El propano (C_3H_8) se quema en oxígeno para producir dióxido de carbono gaseoso y vapor de agua. a) Escriba la ecuación balanceada de la reacción. b) Calcule el número de litros de dióxido de carbono medidos a TPE que se formarían a partir de 7.45 g de propano.
- 5.96** Considere el siguiente aparato. Calcule las presiones parciales de helio y de neón después de abrir la válvula. La temperatura permanece constante a 16°C .



- 5.97** El óxido nítrico (NO) reacciona con el oxígeno molecular como sigue:



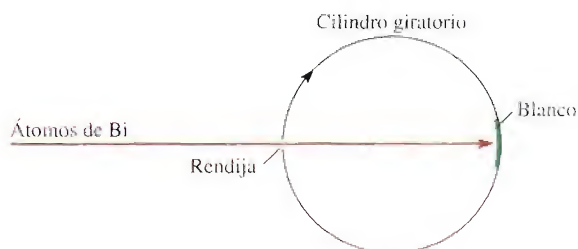
En un principio, el NO y el O_2 están separados como se muestra a continuación. Cuando se abre la válvula, la reacción ocurre rápida y completamente. Determine qué gases permanecen al final y calcule sus presiones parciales. Suponga que la temperatura permanece constante a 25°C .



- 5.98** Considere el aparato que se muestra a continuación. Cuando una pequeña cantidad de agua se introduce en el matraz opriniendo el bulbo del gotero, el agua sube rápidamente por el tubo de vidrio. Explique esta observación. (*Sugerencia:* el cloruro de hidrógeno gaseoso es soluble en agua.)



- 5.99** Describa cómo mediría, por medios físicos o químicos, las presiones parciales de una mezcla de gases de la siguiente composición: a) CO_2 y H_2 , b) He y N_2 .
- 5.100** Un cierto hidrato tiene la fórmula $\text{MgSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$. Se calienta en un horno una cantidad de 54.2 g del compuesto con el fin de secarlo. Calcule x si el vapor generado ejerce una presión de 24.8 atm en un recipiente de 2.00 L a 120°C .
- 5.101** Una mezcla de Na_2CO_3 y MgCO_3 con una masa de 7.63 g se trata con un exceso de ácido clorhídrico. El CO_2 gaseoso que se genera ocupa un volumen de 1.67 L a 1.24 atm y 26°C . A partir de estos datos, calcule la composición porcentual en masa de Na_2CO_3 en la mezcla.
- 5.102** El siguiente aparato se utiliza para medir la velocidad atómica y molecular. Suponga que un haz de átomos de un metal se dirige hacia un cilindro rotatorio al vacío. Un pequeño orificio en el cilindro permite que los átomos hagan colisión en el área blanco. Como el cilindro está girando, los átomos que viajan a distintas velocidades chocarán en distintas posiciones del blanco. Con el tiempo, se depositará una capa del metal en el área blanco, y la variación en su espesor corresponderá a la distribución de velocidad de Maxwell. En un experimento se encontró que a 850°C , algunos átomos de bismuto (Bi) chocaron en el blanco en un punto situado a 2.80 cm de la mancha opuesta a la abertura. Si el diámetro del cilindro es de 15.0 cm y gira a 130 revoluciones por segundo. a) Calcule la velocidad (m/s) a la cual se mueve el blanco. (*Sugerencia:* la circunferencia de un círculo está dada por $2\pi r$, donde r es el radio.) b) Calcule el tiempo (en segundos) que toma al blanco viajar 2.80 cm. c) Determine la velocidad de los átomos de Bi. Compare los resultados del inciso c) con los obtenidos para la u_{rms} del Bi a 850°C . Explique la diferencia.



- 5.103** Si 10.00 g de agua se introducen en un matraz a vacío con un volumen de 2.500 L a 65°C, calcule la masa de agua evaporada. (*Sugerencia:* suponga que el volumen del agua líquida remanente es despreciable; la presión del vapor de agua a 65°C es de 187.5 mmHg.)
- 5.104** El oxígeno comprimido se vende en el comercio en cilindros metálicos. Si un cilindro de 120 L se llena con oxígeno a una presión de 132 atm a 22°C, ¿cuál es la masa de O_2 presente? ¿Cuántos litros de este gas a 1.00 atm y 22°C produciría el cilindro? (Suponga un comportamiento ideal del gas.)
- 5.105** Cuando se cuecen huevos duros, a veces se rompe el cascarón debido a su rápida expansión térmica a temperaturas elevadas. Sugiera otra causa.
- 5.106** Se sabe que el etileno (C_2H_4) gaseoso que despiden las frutas es el responsable de que maduren. Con esta información, explique por qué una penca de plátanos madura más rápido en una bolsa de papel cerrada que en un frutero.
- 5.107** Anualmente se utilizan alrededor de 8.0×10^6 toneladas de urea [$(NH_2)_2CO$] como fertilizante. La urea se prepara a partir de dióxido de carbono y amoníaco (los productos son urea y vapor de agua), a 200°C en condiciones de presión elevada. Calcule el volumen necesario de amoníaco (en litros) medido a 150 atm para preparar 1.0 toneladas de urea.
- 5.108** Algunos bolígrafos tienen un pequeño orificio en el cuerpo de la pluma. ¿Para qué sirve este orificio?
- 5.109** Las leyes de los gases son de vital importancia para los buzos. La presión ejercida por 33 pies de agua del mar equivale a 1 atm de presión. *a)* Un buzo asciende rápidamente a la superficie del agua de una profundidad de 36 pies sin sacar el aire de sus pulmones. ¿En qué factor aumentará el volumen de sus pulmones durante el ascenso? Suponga que la temperatura es constante. *b)* La presión parcial de oxígeno en el aire es de 0.20 atm aproximadamente. (El aire tiene 20% de oxígeno en volumen.) En el buceo profundo, la composición del aire que respira el buzo debe cambiarse para mantener esta presión parcial. ¿Cuál debe ser el contenido de oxígeno (en por ciento en volumen) cuando la presión total ejercida sobre el buzo es de 4.0 atm? (A temperatura y presión constantes, el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles de los gases.) (*Sugerencia:* Véase La química en acción de la página 180.)
- 5.110** El óxido nitroso (N_2O) se puede obtener por la descomposición térmica del nitrato de amonio (NH_4NO_3). *a)* Escriba una ecuación balanceada de la reacción. *b)* En un cierto experimento, un estudiante obtiene 0.340 L de gas a 718 mmHg y 24°C. Si el gas pesa 0.580 g, calcule el valor de la constante de los gases.
- 5.111** Se etiquetan dos recipientes A y B. El recipiente A contiene NH_3 gaseoso a 70°C y el B contiene Ne gaseoso a la misma temperatura. Si la energía cinética promedio del NH_3 es 7.1×10^{-21} J/molécula, calcule la velocidad cuadrática media de los átomos de Ne en m^2/s^2 .
- 5.112** ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene el mayor valor de a : CH_4 , F_2 , C_6H_6 o Ne ?
- 5.113** El siguiente es un procedimiento simple, aunque rudimentario, para medir la masa molar de un gas. Un líquido con una masa de 0.0184 g se introduce en una jeringa, como la que se muestra abajo, inyectándolo a través de la punta de

hule con una aguja hipodérmica. La jeringa se transfiere a un baño que tiene una temperatura de 45°C para evaporar el líquido. El volumen final del vapor (medido por el desplazamiento del émbolo hacia la punta) es de 5.58 mL y la presión atmosférica es de 760 mmHg. Dado que la fórmula empírica del compuesto es CH_3 , determine la masa molar del compuesto.



- 5.114** En 1995, un hombre se asfixió cuando caminaba por una mina abandonada en Inglaterra. En ese momento hubo una caída brusca de la presión atmosférica debido a un cambio climático. Sugiera cuál pudo ser la causa de la muerte del hombre.
- 5.115** Los óxidos ácidos tales como el dióxido de carbono reaccionan con óxidos básicos como el óxido de calcio (CaO) y el óxido de bario (BaO) para formar sales (carbonatos metálicos). *a)* Escriba las ecuaciones que representen estas dos reacciones. *b)* Una estudiante coloca una mezcla de BaO y CaO que tiene una masa de 4.88 g en un matraz de 1.46 L que contiene dióxido de carbono gaseoso a 35°C y 746 mmHg. Después de que la reacción se completó, encuentra que la presión del CO_2 se redujo a 252 mmHg. Calcule la composición porcentual en masa de la mezcla. Considere que los volúmenes de los sólidos son despreciables.
- 5.116** *a)* ¿Qué volumen de aire a 1.0 atm y 22°C se necesita para llenar un neumático de bicicleta de 0.98 L a una presión de 5.0 atm a la misma temperatura? (Observe que 5.0 atm es la presión manométrica, que es la diferencia entre la presión en el neumático y la presión atmosférica. La presión del neumático antes de inflarlo era de 1.0 atm.) *b)* ¿Cuál es la presión total en el neumático cuando el manómetro marca 5.0 atm? *c)* El neumático se infla llenando el cilindro de una bomba manual con aire a 1.0 atm y luego, por compresión del gas en el cilindro, se agrega todo el aire de la bomba al aire en el neumático. Si el volumen de la bomba es 33% del volumen del neumático, ¿cuál es la presión manométrica en el neumático después de tres bombeos completos? Suponga que la temperatura es constante.
- 5.117** La máquina de un automóvil de carreras produce monóxido de carbono (CO), un gas tóxico, a una velocidad de unos 188 g de CO por hora. Un auto se deja encendido en un estacionamiento mal ventilado que tiene 6.0 m de largo, 4.0 m de ancho y 2.2 m de altura a 20°C. *a)* Calcule la velocidad de producción de CO en moles por minuto. *b)* ¿Cuánto tiempo tomaría acumular una concentración letal de CO de 1 000 ppmv (partes por millón en volumen)?
- 5.118** El espacio interestelar contiene principalmente átomos de hidrógeno a una concentración aproximada de 1 átomo/ cm^3 . *a)* Calcule la presión de los átomos de H. *b)* Calcule el volumen (en litros) que contiene 1.0 g de átomos de H. La temperatura es 3 K.

- 5.119** En la cima del Monte Everest, la presión atmosférica es de 210 mmHg y la densidad del aire es 0.426 kg/m^3 . *a)* Dado que la masa molar del aire es de 29.0 g/mol , calcule la temperatura del aire. *b)* Suponiendo que no cambia la composición del aire, calcule la disminución porcentual del oxígeno gaseoso desde el nivel del mar hasta la cima de esta montaña.
- 5.120** La humedad relativa se define como la relación (expresada como porcentaje) entre la presión parcial del vapor de agua en el aire y la presión del vapor en equilibrio (véase tabla 5.3) a una temperatura dada. En un día de verano en Carolina del Norte, la presión parcial del vapor de agua en el aire es de $3.9 \times 10^3 \text{ Pa}$ a 30°C . Calcule la humedad relativa.
- 5.121** En las mismas condiciones de presión y temperatura, ¿por qué un litro de aire húmedo pesa menos que un litro de aire seco? En el pronóstico meteorológico, la llegada de un frente de onda de baja presión comúnmente significa lluvia pertinaz. Explique por qué.
- 5.122** El aire que entra a los pulmones termina en finos sacos llamados alveolos. Desde aquí el oxígeno se difunde hacia la sangre. El radio promedio del alveolo es de 0.0050 cm y el aire en su interior contiene 14% de oxígeno. Suponiendo que la presión dentro del alveolo es de 1.0 atm y la temperatura es de 37°C , calcule el número de moléculas de oxígeno en uno de los alveolos. (*Sugerencia:* el volumen de una esfera de radio r es $\frac{4}{3}\pi r^3$.)
- 5.123** Un estudiante rompe un termómetro y se derrama la mayor parte del mercurio (Hg) sobre el piso del laboratorio, cuyas medidas son 15.2 m de largo, 6.6 m de ancho y 2.4 m de altura. *a)* Calcule la masa de vapor de mercurio (en gramos) en la habitación a una temperatura de 20°C . *b)* ¿La concentración de vapor de mercurio sobrepasa la norma de la calidad del aire de 0.050 mg Hg/m^3 ? *c)* Una manera de limpiar pequeñas cantidades de mercurio derramado consiste en rociar polvo de azufre sobre el metal. Sugiera una razón física y química para esta acción. La presión del vapor de mercurio a 20°C es $1.7 \times 10^{-6} \text{ atm}$.
- 5.124** El nitrógeno forma varios óxidos gaseosos. Uno de ellos tiene una densidad de 1.33 g/L medida a 764 mmHg y 150°C . Escriba la fórmula del compuesto.
- 5.125** El dióxido de nitrógeno (NO_2) no se puede obtener en forma pura en la fase gaseosa porque existe como una mezcla de NO_2 y N_2O_4 . A 25°C y 0.98 atm , la densidad de esta mezcla gaseosa es de 2.7 g/L . ¿Cuál es la presión parcial de cada gas?
- 5.126** La química en acción de la página 188 describe el enfriamiento de vapor de rubidio a $1.7 \times 10^{-7} \text{ K}$. Calcule la raíz de la velocidad cuadrática media y la energía cinética promedio de un átomo de Rb a esta temperatura.
- 5.127** El hidruro de litio reacciona con agua como sigue:
- $$\text{LiH}(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{LiOH}(ac) + \text{H}_2(g)$$
- Durante la Segunda Guerra Mundial, los pilotos de Estados Unidos llevaban tabletas de LiH. En caso de un inesperado accidente en el mar, las tabletas de LiH reaccionarían con el agua del mar y se llenarían sus chalecos y botes salvavidas con hidrógeno gaseoso. ¿Cuántos gramos de LiH se necesitarían para llenar un salvavidas de 4.1 L a 0.97 atm y 12°C ?
- 5.128** La atmósfera de Marte está compuesta principalmente de dióxido de carbono. La temperatura de la superficie tiene 220 K y la presión atmosférica unos 6.0 mmHg . Tomando estos valores como “TPE marcianas”, calcule el volumen molar en litros de un gas ideal en Marte.
- 5.129** La atmósfera de Venus está compuesta de 96.5% de CO_2 , 3.5% de N_2 y 0.015% de SO_2 en volumen. Su presión atmosférica estándar es $9.0 \times 10^6 \text{ Pa}$. Calcule las presiones parciales de los gases en pascuales.
- 5.130** Una estudiante intenta determinar el volumen de un bulbo como el que se muestra en la página 171, y éstos son sus resultados: masa del bulbo llenado con aire seco a 23°C y $744 \text{ mmHg} = 91.6843 \text{ g}$; masa del bulbo al vacío = 91.4715 g . Suponga que la composición del aire es 78% de N_2 , 21% de O_2 y 1% de argón. ¿Cuál es el volumen (en mililitros) del bulbo? (*Sugerencia:* primero calcule la masa molar promedio del aire, como se muestra en el problema 3.128).
- 5.131** Aplique sus conocimientos de la teoría cinética de los gases a las siguientes situaciones. *a)* Dos matraces de volúmenes V_1 y V_2 (donde $V_2 > V_1$) contienen el mismo número de átomos de helio a igual temperatura. i) Compare las raíces de la velocidad cuadrática media (rms) y las energías cinéticas promedio de los átomos de helio (He) en los matraces. ii) Compare la frecuencia y la fuerza con las cuales chocan los átomos de He con las paredes de los recipientes. *b)* En dos matraces que tienen el mismo volumen se coloca un número igual de átomos de He a las temperaturas T_1 y T_2 (donde $T_2 > T_1$). i) Compare las raíces de la velocidad cuadrática media de los átomos en los dos matraces. ii) Compare la frecuencia y la fuerza con las cuales chocan los átomos de He con las paredes de los recipientes. *c)* Un mismo número de átomos de He y de neón (Ne) se colocan en dos matraces de igual volumen, y la temperatura de ambos gases es de 74°C . Discuta la validez de los siguientes enunciados: i) La raíz de la velocidad cuadrática media del He es igual a la del Ne. ii) Las energías cinéticas promedio de los dos gases son los mismos. iii) La raíz de la velocidad cuadrática media de cada átomo de He es $1.47 \times 10^3 \text{ m/s}$.
- 5.132** Se ha dicho que en cada respiración tomamos, en promedio, moléculas que una vez fueron exhaladas por Wolfgang Amadeus Mozart (1756-1791). Los siguientes cálculos demuestran la validez de este enunciado. *a)* Calcule el número total de moléculas en la atmósfera. (*Sugerencia:* utilice el resultado del problema 5.92 y use el valor de 29.0 g/mol para la masa molar del aire.) *b)* Suponiendo que el volumen de aire de cada respiración (inhulado o exhalado) es de 500 mL , calcule el número de moléculas exhaladas en cada respiración a 37°C , que es la temperatura corporal. *c)* Si Mozart vivió exactamente 35 años, ¿cuántas moléculas exhaló en este periodo? (Una persona promedio respira 12 veces por minuto.) *d)* Calcule la fracción de moléculas en la atmósfera que fueron exhaladas por Mozart. ¿Cuántas moléculas de Mozart respiraríamos con cada inhalación de aire? *e)* Enumere tres suposiciones importantes en estos cálculos.
- 5.133** Tomando en cuenta la figura 5.21 explique lo siguiente: *a)* ¿Por qué las curvas caen por debajo de la línea horizontal que representa a un gas ideal, a presiones bajas y por qué ascienden por encima de la línea horizontal a presiones al-

tas? b) ¿Por qué todas las curvas coinciden en 1 a presiones muy bajas? c) Cada curva presenta una intersección con la línea horizontal, que es la que representa a un gas ideal. ¿Esto significa que en ese punto el gas tiene un comportamiento ideal?

- 5.134** Calcule la distancia (en nanómetros) entre las moléculas de vapor de agua a 100°C y 1.0 atm. Suponga un comportamiento ideal. Repita el cálculo para el agua líquida a 100°C , si la densidad del agua a esa temperatura es 0.96 g/cm^3 . Comente los resultados obtenidos. (Suponga que las moléculas de agua son esferas con un diámetro de 0.3 nm .) (*Sugerencia:* Calcule primero la densidad de las moléculas de

agua. Luego, convierta esta densidad a densidad lineal, es decir, el número de moléculas en una dirección.)

- 5.135** ¿Cuál de los gases nobles no tiene un comportamiento ideal en ninguna circunstancia? ¿Por qué?

Respuestas a los ejercicios

5.1 0.986 atm . **5.2** 39.3 kPa . **5.3** $4.46 \times 10^3\text{ mmHg}$. **5.4** 192 K , o -81°C . **5.5** 9.29 L . **5.6** 30.6 L . **5.7** 2.6 atm . **5.8** 0.68 atm . **5.9** 13.1 g/L . **5.10** 44.1 g/mol . **5.11** B_2H_6 . **5.12** 96.9 L . **5.13** 4.75 L . **5.14** 0.338 M . **5.15** CH_4 : 1.29 atm ; C_2H_6 : 0.0657 atm ; C_3H_8 : 0.0181 atm . **5.16** 0.0653 g . **5.17** 321 m/s . **5.18** 30.0 atm ; 45.5 atm utilizando la ecuación de un gas ideal.



Misterio químico

Sin oxígeno¹²

En septiembre de 1991, cuatro hombres y mujeres entraron a la burbuja de vidrio más grande del mundo, conocida como Biosfera II, para probar la idea de que los humanos podrían diseñar y construir un ecosistema totalmente integrado, un modelo para hacer una futura colonia en otro planeta. La Biosfera II (la Tierra se considera la Biosfera I) era un mundo completo en miniatura de 3 acres: con una selva, una sabana, un pantano, un desierto y una granja para trabajar, que se proyectó para ser autosuficiente. Este experimento único se prolongó durante 2 o 3 años, pero poco después hubo indicios de que el proyecto peligraba.

Al poco tiempo de que la burbuja se selló, los sensores dentro del inmueble mostraron que la concentración de oxígeno en la atmósfera de la Biosfera II había caído de su nivel inicial de 21% (en volumen), mientras que la cantidad de dióxido de carbono había aumentado desde un nivel de 0.035% (en volumen), o 350 ppm (partes por millón). En forma alarmante, el nivel de oxígeno continuó cayendo a una velocidad de casi 0.5% por mes y el nivel de dióxido de carbono se mantuvo en aumento, forzando al equipo a encender los limpiadores químicos eléctricos, similares a los de los submarinos, para eliminar parte del exceso de CO₂. En forma gradual, el nivel de CO₂ se estabilizó alrededor de 4 000 ppm, que es elevado, pero no peligroso. Sin embargo, la pérdida de oxígeno no cesó. Por enero de 1993, luego de 16 meses de experimento, la concentración de oxígeno había caído a 14%, equivalente a la concentración de O₂ en el aire a una altitud de 4 360 metros (14 300 ft). El equipo empe-

zó a tener problemas para realizar tareas normales. Por su seguridad, fue necesario bombear oxígeno puro en la Biosfera II.

Con todas las plantas presentes en la Biosfera II, la producción de oxígeno debería haber sido mayor como consecuencia de la fotosíntesis. ¿Por qué descendió la concentración de oxígeno a un nivel tan bajo? Una pequeña parte de la pérdida se atribuyó al singular clima nublado que retardó el crecimiento de las plantas. La posibilidad de que el hierro del suelo había reaccionado con el oxígeno para formar óxido de hierro(III), o herrumbre, se descartó por falta de evidencia, al igual que por otras explicaciones. La hipótesis más factible fue que los microbios (microorganismos) utilizaron el oxígeno para metabolizar el exceso de materia orgánica que se había añadido al suelo para favorecer el crecimiento de las plantas. Finalmente, ésta terminó siendo la causa.

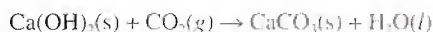
La identificación de la causa del agotamiento de oxígeno llevó a otra pregunta. El metabolismo produce dióxido de carbono. Según la cantidad de oxígeno consumido por los microbios, el nivel de CO₂ debería ser de 40 000 ppm, 10 veces más de lo que se midió. ¿Qué sucedió con el exceso de gas? Después de descartar que hubiera habido una fuga al mundo exterior y reacciones entre el CO₂ y compuestos del suelo y del agua, los científicos descubrieron que ¡el concreto del interior de la Biosfera II había consumido grandes cantidades de CO₂!

El concreto es una mezcla de arena y grava que se juntan con un agente que es una mezcla de hidratos de silicato de calcio e hidróxido de calcio. El hidróxido de calcio es el ingrediente clave en el misterio del CO₂. El dióxido de carbono se filtra en la estructura porosa del concreto, enton-

¹² Adaptación hecha con el permiso de "Biosphere II: Out of Oxygen", de Joe Alper, CHEM MATTERS, febrero, 1995, p.8. American Chemical Society.



ces reacciona con el hidróxido de calcio para formar carbonato de calcio y agua:



En condiciones normales, esta reacción se produce lentamente, pero las concentraciones de CO_2 en la Biosfera II eran demasiado elevadas, así que la reacción se produjo mucho más rápido. De hecho, en sólo dos años, el CaCO_3 se había acumulado a una profundidad de más de 2 cm en el concreto de la Biosfera II. Unos 10 000 m^2 de concreto expuesto habían ocultado una cantidad de 500 000 a 1 500 000 moles de CO_2 .

El agua producida en la reacción entre el Ca(OH)_2 y el CO_2 ocasionó otro problema: el CO_2 también reaccionó con agua para formar ácido carbónico (H_2CO_3), y los iones de hidrógeno producidos por el ácido promueven la corrosión de las barras de hierro reforzado del concreto, debilitando su estructura. Esta situación se controló adecuadamente al pintar toda la superficie de concreto con una capa impermeable.



Vegetación en la Biosfera II.

Al mismo tiempo, el agotamiento del oxígeno (y también el aumento del dióxido de carbono) se hizo más lento, quizás porque ahora había menos materia orgánica en los suelos y también porque la nueva iluminación en las áreas de agricultura había estimulado la fotosíntesis. El proyecto se terminó prematuramente y, en 1996, las instalaciones fueron transformadas en un centro de educación e investigación.

El experimento de la Biosfera II es un proyecto interesante del cual se puede aprender bastante acerca de la Tierra y sus habitantes. Aparte de todo, ha mostrado qué tan complejos son los ecosistemas de la Tierra y qué difícil es recrear a la naturaleza, incluso en pequeña escala.

Pistas químicas

1. ¿Qué disolución usaría en un limpiador químico para remover el dióxido de carbono?
2. La fotosíntesis convierte el dióxido de carbono y el agua en carbohidratos y oxígeno gaseoso, mientras que el metabolismo es el proceso por el cual los carbohidratos reaccionan con el oxígeno para formar dióxido de carbono y agua. Utilizando glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) para representar a los carbohidratos, escriba las ecuaciones para estos dos procesos.
3. ¿Por qué la difusión del O_2 de la Biosfera II al mundo exterior no se consideró como una posible causa del agotamiento de oxígeno?
4. El ácido carbónico es un ácido diprótico. Escriba las ecuaciones para las etapas de ionización del ácido en agua.
5. ¿Cuáles son los factores que se deben considerar en la elección de un planeta en el cual se pudiera construir una estructura como la Biosfera II?

Termoquímica



El análisis de las partículas que se forman por la combustión de metano en una flama, se lleva a cabo con un rayo láser visible.

Introducción

Todas las reacciones químicas obedecen a dos leyes fundamentales: la ley de la conservación de la masa y la ley de la conservación de la energía. En el capítulo 3 se estudiaron las relaciones de masa entre reactivos y productos; en el presente capítulo se analizarán los cambios energéticos que acompañan a las reacciones químicas.

- 6.1** La naturaleza de la energía y los tipos de energía
- 6.2** Cambios de energía en las reacciones químicas
- 6.3** Entalpía
- 6.4** Calorimetría
- 6.5** Entalpía estándar de formación y reacción
- 6.6** Calor de disolución y dilución
- 6.7** Introducción a la termodinámica

6.1 La naturaleza de la energía y los tipos de energía

“Energía” es un término bastante utilizado a pesar de que representa un concepto muy abstracto. Por ejemplo, cuando alguien se siente cansado, se suele decir que no tiene *energía*; es común leer sobre la búsqueda de alternativas a fuentes de *energía* no renovables. A diferencia de la materia, la energía se reconoce por sus efectos. No puede verse, tocarse, olerse o pesarse.

La *energía* generalmente se define como *la capacidad para efectuar un trabajo*. En el capítulo 5 se definió trabajo como “fuerza \times distancia”, pero más adelante se verá que hay otros tipos de trabajo. Todas las formas de energía son capaces de efectuar un trabajo (es decir, ejercer una fuerza a lo largo de una distancia), pero no todas ellas tienen la misma importancia para la química. Por ejemplo, es posible aprovechar la energía contenida en las olas para realizar un trabajo útil, pero es mínima la relación entre la química y las olas. Los químicos definen *trabajo* como *el cambio de energía que resulta de un proceso*. La energía cinética, energía producida por un objeto en movimiento, es una de las formas de energía que para los químicos tiene un gran interés. Otras son energía radiante, energía térmica, energía química y energía potencial.

La *energía radiante*, o *energía solar*, *proviene del Sol* y es la principal fuente de energía de la Tierra. La energía solar calienta la atmósfera y la superficie terrestre, estimula el crecimiento de la vegetación a través de un proceso conocido como fotosíntesis, e influye sobre los patrones globales del clima.

La *energía térmica* es la *energía asociada con el movimiento aleatorio de los átomos y las moléculas*. En general, la energía térmica se calcula a partir de mediciones de temperatura. Cuanto más vigoroso sea el movimiento de los átomos y de las moléculas en una muestra de materia, estará más caliente y su energía térmica será mayor. Sin embargo, es necesario distinguir con claridad entre energía térmica y temperatura. Una taza de café a 70°C tiene mayor temperatura que una tina llena con agua caliente a 40°C, pero en la tina se almacena mucha más energía térmica porque tiene un volumen y una masa mucho mayor que la taza de café, y por tanto más moléculas de agua y mayor movimiento molecular.

La *energía química* es una *forma de energía que se almacena en las unidades estructurales de las sustancias*; esta cantidad se determina por el tipo y arreglo de los átomos que constituyen cada sustancia. Cuando las sustancias participan en una reacción química, la energía química se libera, almacena o se convierte en otras formas de energía.

La *energía potencial* es la *energía disponible en función de la posición de un objeto*. Por ejemplo, debido a su altitud, una piedra en la cima de una colina tiene mayor energía potencial y al caer en el agua salpicará más que una piedra semejante que se encuentre en la parte baja de la colina. La energía química se considera como un tipo de energía potencial porque se relaciona con la posición relativa y el arreglo de los átomos en una sustancia determinada.

Todas las formas de energía se pueden convertir (al menos, en principio) unas en otras. Cuando se está bajo la luz solar se siente calor porque, en la piel, la energía radiante se convierte en *energía térmica*. Cuando se hace ejercicio, la energía química almacenada en el cuerpo se utiliza para producir energía cinética. Cuando una pelota empieza a rodar cuesta abajo, su energía potencial se transforma en energía cinética. Sin duda, existen muchos otros ejemplos. Los científicos han concluido que, aun cuando la energía se presenta en diferentes formas interconvertibles entre sí, ésta no se destruye ni se crea. Cuando desaparece una forma de energía debe aparecer otra (de igual magnitud), y viceversa. Este principio se resume en la *ley de la conservación de la energía*: *la energía total del universo permanece constante*.



Conforme el agua cae hacia la presa, su energía potencial se convierte en energía cinética. El uso de esta energía para generar electricidad se denomina energía hidroeléctrica.

6.2 Cambios de energía en las reacciones químicas

A menudo los cambios de energía que ocurren durante las reacciones químicas tienen tanto interés práctico como las relaciones de masa estudiadas en el capítulo 3. Por ejem-

plo, las reacciones de combustión que utilizan energéticos, como el gas natural y el petróleo, se llevan a cabo en la vida diaria más por la energía térmica que liberan que por sus productos, que son agua y dióxido de carbono.

Casi todas las reacciones químicas absorben o producen (liberan) energía, por lo general en forma de calor. Es importante entender la diferencia entre energía térmica y calor. El **calor** es la transferencia de energía térmica entre dos cuerpos que están a diferentes temperaturas. Con frecuencia se habla del “flujo de calor” desde un objeto caliente hacia uno frío. A pesar de que el término “calor” por sí mismo implica transferencia de energía, generalmente se habla de “calor absorbido” o “calor liberado” para describir los cambios de energía que ocurren durante un proceso. La **termoquímica** es el estudio de los cambios de calor en las reacciones químicas.

Para analizar los cambios de energía asociados con las reacciones químicas, primero es necesario definir el **sistema** o la parte específica del universo que es de interés. Para los químicos, los sistemas por lo general incluyen las sustancias que están implicadas en los cambios químicos y físicos. Por ejemplo, suponga un experimento de neutralización ácido-base, en el que el sistema es un recipiente que contiene 50 mL de HCl al cual se agregan 50 mL de NaOH. Los **alrededores** son el resto del universo externo al sistema.

Hay tres tipos de sistemas. Un **sistema abierto** puede intercambiar masa y energía, generalmente en forma de calor, con sus alrededores. Por ejemplo, imagine un sistema abierto formado por una cantidad de agua en un recipiente abierto, como se muestra en la figura 6.1a). Si se cierra el recipiente, como se muestra en la figura 6.1b), de tal manera que el vapor de agua no se escape o condense en el recipiente, se crea un **sistema cerrado**, el cual permite la transferencia de energía (calor) pero no de masa. Al colocar el agua en un recipiente totalmente aislado, es posible construir un **sistema aislado**, que impide la transferencia de masa o energía, como se muestra en la figura 6.1c).

La combustión de hidrógeno gaseoso con oxígeno es una de las muchas reacciones químicas que liberan una gran cantidad de energía (figura 6.2):



En este caso, la mezcla de reacción (las moléculas de hidrógeno, oxígeno y agua) se considera como el **sistema**, y el resto del universo, como los **alrededores**. Debido a que la energía no se crea ni se destruye, cualquier pérdida de energía por el sistema la deben ganar los alrededores. Así, el calor generado por el proceso de combustión se transfiere del sistema a sus alrededores. Esta reacción es un ejemplo de un **proceso exotérmico**, que es cualquier proceso que cede calor, es decir, que transfiere energía térmica hacia los alrededores. En la figura 6.3a) se muestra el cambio de energía de la combustión del hidrógeno gaseoso.

Exo- proviene del griego que significa “afuera”, mientras que endo- significa “adentro”.

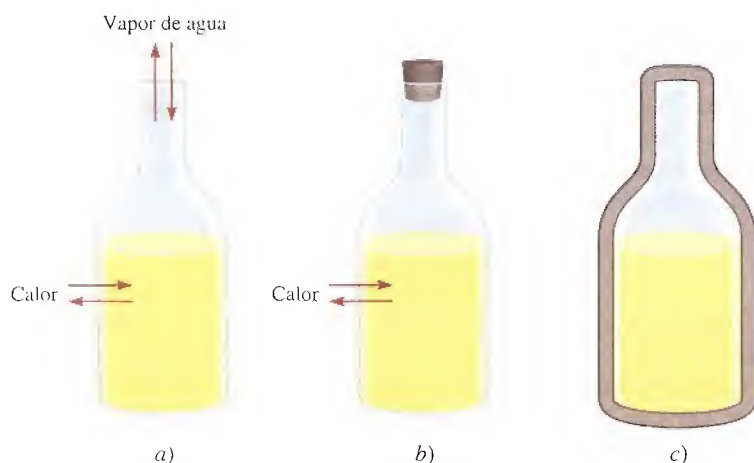
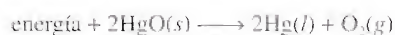


FIGURA 6.1 Representación de tres sistemas de agua en un recipiente: a) un sistema abierto, que permite el intercambio de energía y masa con los alrededores; b) un sistema cerrado, que permite el intercambio de energía pero no de masa, y c) un sistema aislado, que no permite el intercambio de energía ni de masa (aquí el recipiente está encerrado en una cubierta al vacío).

FIGURA 6.2 El desastre del Hindenburg. Esta aeronave alemana, llena con hidrógeno gaseoso, fue destruida por un espectacular incendio en Lakehurst, Nueva Jersey, en 1937.



Considere ahora otra reacción, la descomposición del óxido de mercurio(II) (HgO) a altas temperaturas:



Esta reacción es un ejemplo de un **proceso endotérmico**, en el cual los alrededores deben suministrar calor al sistema (es decir, al HgO) [figura 6.3b)].

En la figura 6.3 se puede observar que en las reacciones exotérmicas, la energía total de los productos es menor que la energía total de los reactivos. La diferencia es el calor suministrado por el sistema a los alrededores. En las reacciones endotérmicas ocurre exactamente lo contrario. Aquí, la diferencia entre la energía de los productos y la energía de los reactivos es igual al calor suministrado por los alrededores al sistema.



Al calentar el HgO se descompone y forma Hg y O_2 .

6.3 Entalpía

La mayoría de los cambios físicos y químicos, incluyendo los que tienen lugar en los sistemas vivos, ocurren en las condiciones de presión constante de la atmósfera. En el laboratorio, por ejemplo, las reacciones por lo general se realizan en vasos de precipitados, matraces o tubos de ensayo, que permanecen abiertos a los alrededores y por tanto, su presión aproximada es de una atmósfera (1 atm). Para medir el calor absorbido o liberado por un sistema durante un proceso a presión constante, los químicos utilizan una propiedad llamada **entalpía**, que se representa por el símbolo H y se define como $E + PV$. La entalpía es una propiedad extensiva; su magnitud depende de la cantidad de materia presente. Es imposible determinar la entalpía de una sustancia, y lo que se mide en realidad es el **cambio de entalpía** ΔH . (La letra griega *delta*, Δ , simboliza cambio.) La **entalpía de reacción**, ΔH , es la diferencia entre las entalpías de los productos y las entalpías de los reactivos:

$$\Delta H = H(\text{productos}) - H(\text{reactivos}) \quad (6.1)$$

En otras palabras, ΔH representa el calor absorbido o liberado durante una reacción.

La entalpía de una reacción puede ser positiva o negativa, dependiendo del proceso. Para un proceso endotérmico (el sistema absorbe calor de los alrededores), ΔH es positivo (es decir, $\Delta H > 0$). Para un proceso exotérmico (el sistema libera calor hacia los alrededores), ΔH es negativo (es decir, $\Delta H < 0$).

En este texto se utiliza Δ como significado de final-inicial.

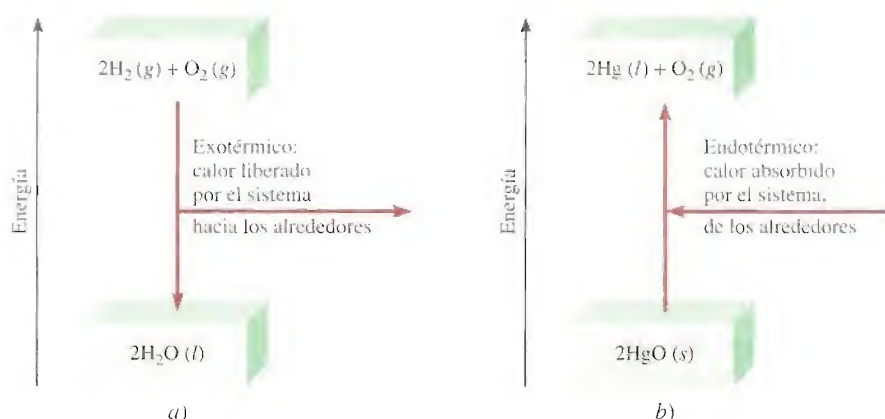


FIGURA 6.3 a) Un proceso exotérmico. b) Un proceso endotérmico. Las escalas en la parte a) y b) no son las mismas; es decir, el calor liberado en la formación de H_2O a partir de H_2 y O_2 no es igual al calor absorbido en la descomposición de HgO .

Una analogía del cambio de entalpía es el cambio en el capital de una cuenta bancaria. Suponga que el capital inicial es \$100. Después de una transacción (de depósito o de retiro), el cambio en el capital bancario ΔX , está dado por

$$\Delta X = X_{\text{final}} - X_{\text{inicial}}$$

en donde X representa el capital bancario. Si se depositan \$40 en la cuenta, entonces $\Delta X = \$140 - \$100 = \$40$. Esto corresponde a una reacción endotérmica. (El capital aumenta de la misma forma que la entalpía del sistema.) Por otra parte, un retiro de \$60 significa que $\Delta X = \$40 - \$100 = -\$60$. El signo negativo de ΔX significa que ha disminuido el capital. De igual forma, un valor negativo de ΔH significa una disminución en la entalpía del sistema como resultado de un proceso exotérmico. La diferencia entre esta analogía y la ecuación (6.1) radica en que, mientras que siempre se conoce el capital bancario exacto, no hay forma de conocer la entalpía individual de productos y reactivos. En la práctica, solamente es posible medir la diferencia de sus valores.

Ahora se aplica la idea de los cambios de entalpía a dos procesos comunes, el primero implica un cambio físico y el segundo, un cambio químico.

Esta analogía supone que no se sobregirará en la cuenta bancaria. La entalpía de una sustancia no puede ser negativa.

Ecuaciones termoquímicas

A 0°C y 1 atm de presión, el hielo se funde para formar agua líquida. Las mediciones han demostrado que por cada mol de hielo que se convierte en agua líquida bajo dichas condiciones, el sistema (hielo) absorbe 6.01 kilojoules (kJ) de energía. Debido a que el valor de ΔH es positivo, se trata de un proceso endotérmico, como es de esperarse para



Transferencia de calor

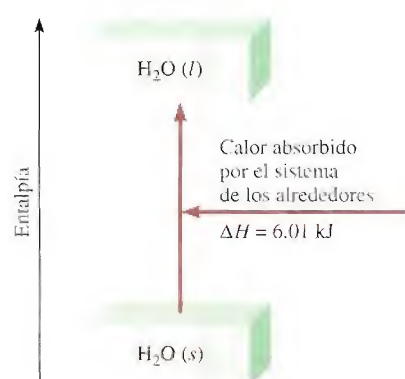
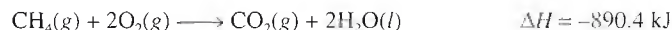


FIGURA 6.4 La fusión de 1 mol de hielo a 0°C (un proceso endotérmico) provoca un aumento en la entalpía del sistema de 6.01 kJ.

un cambio que absorbe energía, como la fusión del hielo (figura 6.4). La ecuación para este cambio físico es



Como otro ejemplo, considere la combustión del metano (CH_4), el principal componente del gas natural:

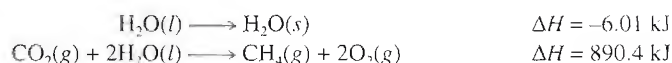


Por experiencia se sabe que la combustión del gas natural libera calor hacia los alrededores, por lo que es un proceso exotérmico y ΔH debe tener un valor negativo. Este cambio de entalpía se representa en la figura 6.5.

Las ecuaciones que representan la fusión del hielo y la combustión del metano son ejemplos de **ecuaciones termoquímicas**, que *muestran tanto los cambios de entalpía como las relaciones de masa*. La siguiente guía es de utilidad para escribir e interpretar las ecuaciones termoquímicas:

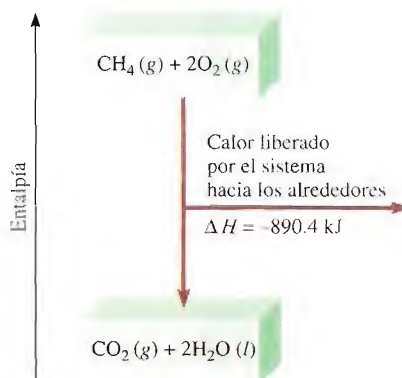


- Los coeficientes estequiométricos siempre se refieren al número de moles de una sustancia. Así, la ecuación para la fusión del hielo se puede “leer” como sigue: Cuando se forma 1 mol de agua líquida a partir de 1 mol de hielo a 0°C , el cambio de entalpía es de 6.01 kJ. La ecuación de la combustión del metano se interpreta así: Cuando 1 mol de metano gaseoso reacciona con 2 moles de oxígeno gaseoso para formar 1 mol de dióxido de carbono gaseoso y 2 moles de agua líquida, el cambio de entalpía es de -890.4 kJ.
- Cuando se invierte una ecuación, se cambian los papeles de reactivos y productos. Como consecuencia, la magnitud de ΔH para la ecuación se mantiene igual, pero cambia el signo. Por ejemplo, si una reacción consume energía térmica de sus alrededores (es decir, es endotérmica), entonces la reacción inversa debe liberar energía térmica hacia sus alrededores (es decir, debe ser exotérmica) y la expresión del cambio de entalpía también debe cambiar su signo. Así, al invertir la fusión del hielo y la combustión del metano, las ecuaciones termoquímicas son



y lo que era un proceso endotérmico se convierte en un proceso exotérmico, y viceversa.

FIGURA 6.5 La combustión de 1 mol de metano en oxígeno gaseoso (un proceso exotérmico) provoca una disminución en la entalpía del sistema de 890.4 kJ.



- Si se multiplican ambos lados de una ecuación termoquímica por un factor n , entonces ΔH debe también cambiar por el mismo factor. Así, en la fusión del hielo, si $n = 2$, entonces



Recuerde que H es una propiedad extensiva.

- Cuando se escriben ecuaciones termoquímicas, siempre se debe especificar el estado físico de todos los reactivos y productos, porque esto ayuda a determinar el cambio real de entalpía. Por ejemplo, en la ecuación para la combustión del metano, si se obtuviera como producto vapor de agua en lugar de agua líquida,



el cambio de entalpía sería -802.4 kJ en lugar de -890.4 kJ porque se necesitan 88.0 kJ para convertir 2 moles de agua líquida en vapor de agua; es decir,



Ejemplo 6.1 Según la ecuación termoquímica



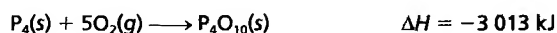
calcule el calor liberado cuando 74.6 g de SO_2 (masa molar = 64.07 g/mol) se convierten en SO_3 .

Razonamiento y solución La ecuación termoquímica muestra que por cada mol de SO_2 que se quema, se liberan 99.1 kJ de calor (observe el signo negativo de ΔH). Es necesario convertir 74.6 g de SO_2 en número de moles y calcular el calor producido de la siguiente manera

$$74.6 \text{ g SO}_2 \times \frac{1 \text{ mol SO}_2}{64.07 \text{ g SO}_2} \times \frac{-99.1 \text{ kJ}}{1 \text{ mol SO}_2} = -115 \text{ kJ}$$

Problemas semejantes: 6.42, 6.43.

Ejercicio Calcule el calor liberado cuando se queman 266 g de fósforo blanco (P_4) en aire, de acuerdo con la ecuación



6.4 Calorimetría

En el laboratorio, los cambios de calor de los procesos físicos y químicos se miden con un *calorímetro*, recipiente cerrado diseñado específicamente para este propósito. El estudio de la *calorimetría*, la medición de los cambios de calor, depende de la comprensión de los conceptos de calor específico y capacidad calorífica, por lo cual se consideran en primer término.

Calor específico y capacidad calorífica

El *calor específico* (s) de una sustancia es la cantidad de calor que se requiere para elevar un grado Celsius la temperatura de un gramo de la sustancia. La *capacidad*

calorífica (C) de una sustancia es la cantidad de calor que se requiere para elevar un grado Celsius la temperatura de una determinada cantidad de la sustancia. El calor específico es una propiedad intensiva, mientras que la capacidad calorífica es una propiedad extensiva. La relación entre capacidad calorífica y calor específico de una sustancia es

$$C = ms \quad (6.2)$$

El punto que aparece entre la g y $^{\circ}C$ es para recordar que tanto g como $^{\circ}C$ están en el denominador.

donde m es la masa de la sustancia en gramos. Por ejemplo, el calor específico del agua es $4.184 \text{ J/g} \cdot ^{\circ}C$, y la capacidad calorífica de 60.0 g de agua es

$$(60.0 \text{ g})(4.184 \text{ J/g} \cdot ^{\circ}C) = 251 \text{ J/}^{\circ}C$$

Observe que las unidades del calor específico son $\text{J/g} \cdot ^{\circ}C$, mientras que las unidades de la capacidad calorífica son $\text{J/}^{\circ}C$. En la tabla 6.1 se muestra el calor específico de algunas sustancias comunes.

Si se conoce el calor específico y la cantidad de una sustancia, entonces el cambio en la temperatura de la muestra (Δt) indicará la cantidad de calor (q) que se ha absorbido o liberado en un proceso en particular. La ecuación para calcular el cambio de calor está dada por

$$q = ms\Delta t \quad (6.3)$$

$$q = C\Delta t \quad (6.4)$$

donde m es la masa de la muestra y Δt es el cambio de la temperatura:

$$\Delta t = t_{\text{final}} - t_{\text{inicial}}$$

El convenio para el signo de q es igual que para el cambio de entalpía; q es positivo para procesos endotérmicos, y negativo para procesos exotérmicos.

En el ejemplo 6.2 se muestra el uso de la ecuación (6.3).

Ejemplo 6.2 Una muestra de 466 g de agua se calienta desde $8.50^{\circ}C$ hasta $74.60^{\circ}C$. Calcule la cantidad de calor absorbido por el agua.

Razonamiento y solución Utilizando la masa, el calor específico del agua y el cambio en la temperatura en la ecuación (6.3), el cambio de calor se calcula de la siguiente manera:

$$\begin{aligned} q &= ms\Delta t \\ &= (466 \text{ g})(4.184 \text{ J/g} \cdot ^{\circ}C)(74.60^{\circ}C - 8.50^{\circ}C) \\ &= 1.29 \times 10^5 \text{ J} \\ &= 129 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Problemas semejantes: 6.18, 6.19.

Ejercicio Una barra de hierro cuya masa es de 869 g se enfría de 94 a $5^{\circ}C$. Calcule la cantidad de calor liberada (en kilojoules) por el metal.

Calorimetría a volumen constante

El calor de combustión generalmente se mide colocando una masa conocida de un compuesto en un recipiente de acero, llamado *bomba calorimétrica a volumen constante*,

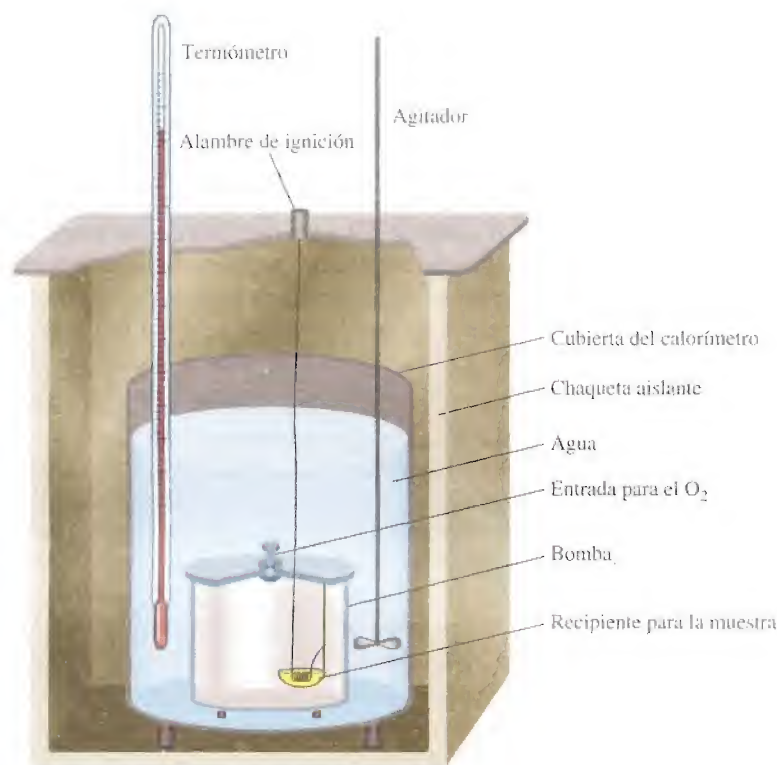


FIGURA 6.6 Bomba calorimétrica a volumen constante. El calorímetro se llena con oxígeno gaseoso antes de colocarse en la cubeta. La muestra se enciende eléctricamente y el calor producido por la reacción se determina con exactitud midiendo el aumento de temperatura en una cantidad conocida del agua que lo rodea.

que se llena con oxígeno aproximadamente a 30 atm de presión. La bomba cerrada se sumerge en una cantidad conocida de agua, como se muestra en la figura 6.6. La muestra se enciende eléctricamente, y el calor producido por la reacción de combustión se calcula con exactitud registrando el aumento en la temperatura del agua. El calor liberado por la muestra es absorbido por el agua y por el calorímetro. El diseño especial de la bomba calorimétrica permite suponer que no hay pérdida de calor (o de masa) hacia los alrededores durante el tiempo en que se realizan las mediciones. Como consecuencia, se dice que la bomba calorimétrica y el agua en la cual se sumerge, constituyen un sistema aislado. Debido a que no entra ni sale calor del sistema durante el proceso, se tiene que

$$q_{\text{sistema}} = q_{\text{agua}} + q_{\text{bomba}} + q_{\text{reacción}} = 0 \quad (6.5)$$

donde q_{agua} , q_{bomba} y $q_{\text{reacción}}$ son los cambios de calor del agua, de la bomba y de la reacción, respectivamente. Así

$$q_{\text{reacción}} = -(q_{\text{agua}} + q_{\text{bomba}}) \quad (6.6)$$

La cantidad q_{agua} se obtiene por

$$q = ms \Delta T$$

$$q_{\text{agua}} = (m_{\text{agua}})(4.184 \text{ J/g} \cdot ^\circ\text{C})\Delta T$$

El producto de la masa de la bomba por su calor específico es la capacidad calorífica de la bomba, que permanece constante para todos los experimentos efectuados en dicha bomba calorimétrica:

$$C_{\text{bomba}} = m_{\text{bomba}} s_{\text{bomba}}$$

"Volumen constante" se refiere al volumen del recipiente, que no cambia durante la reacción. Observe que el recipiente permanece intacto después de las mediciones. El término "bomba calorimétrica" denota la naturaleza explosiva de la reacción (en pequeña escala) en presencia de exceso de oxígeno gaseoso.

De aquí

$$q_{\text{bomba}} = C_{\text{bomba}} \Delta t$$

Como en una bomba calorimétrica, las reacciones ocurren en condiciones de volumen constante y no de presión constante, los cambios de calor *no* corresponden al cambio de entalpía ΔH (véase sección 6.3). Es posible corregir los cambios de calor medidos de forma que correspondan a los valores de ΔH , pero debido a que en general la corrección es muy pequeña, no se analizarán los detalles del procedimiento de corrección. Finalmente, es interesante observar que el contenido de energía de los alimentos y los energéticos (generalmente se expresan en calorías, donde 1 cal = 4.184 J) se miden con calorímetros a volumen constante (véase sección La química en acción, pág. 217). En el ejemplo 6.3 se muestra la determinación del calor de combustión de un compuesto orgánico.

Ejemplo 6.3 Una muestra de 1.435 g de naftaleno (C_{10}H_8), una sustancia de olor penetrante que se utiliza en los repelentes contra polillas, se quema en una bomba calorimétrica a volumen constante. Como consecuencia, la temperatura del agua se eleva de 20.17 a 25.84°C. Si la masa de agua que rodea al calorímetro es exactamente 2 000 g y la capacidad calorífica de la bomba calorimétrica es 1.80 kJ/°C, calcule el calor de combustión del naftaleno sobre una base molar; es decir, encuentre el calor de combustión molar.

Razonamiento y solución Como se trata de un sistema aislado, el calor generado por la combustión debe ser igual al calor ganado por el agua y el calorímetro. Primero se calculan los cambios de calor para el agua y para el calorímetro, utilizando la ecuación (6.3).

$$\begin{aligned} q &= ms\Delta t \\ q_{\text{agua}} &= (2\,000\text{ g})(4.184\text{ J/g}\cdot^{\circ}\text{C})(25.84^{\circ}\text{C} - 20.17^{\circ}\text{C}) \\ &= 4.74 \times 10^4\text{ J} \\ q_{\text{bomba}} &= (1.80 \times 10^3\text{ J/}^{\circ}\text{C})(25.84^{\circ}\text{C} - 20.17^{\circ}\text{C}) \\ &= 1.02 \times 10^4\text{ J} \end{aligned}$$

(Observe que se cambió 1.80 kJ/°C por $1.80 \times 10^3\text{ J/}^{\circ}\text{C}$.) A continuación, utilizando la ecuación (6.6), se escribe

$$\begin{aligned} q_{\text{reacción}} &= -(4.74 \times 10^4\text{ J} + 1.02 \times 10^4\text{ J}) \\ &= -5.76 \times 10^4\text{ J} \end{aligned}$$

La masa molar del naftaleno es 128.2 g, por lo que el calor de combustión de 1 mol de naftaleno es

$$\begin{aligned} \text{calor molar de combustión} &= \frac{-5.76 \times 10^4\text{ J}}{1.435\text{ g C}_{10}\text{H}_8} \times \frac{128.2\text{ g C}_{10}\text{H}_8}{1\text{ mol C}_{10}\text{H}_8} \\ &= -5.15 \times 10^6\text{ J/mol} \\ &= -5.15 \times 10^3\text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

Problema similar: 6.21.

Ejercicio Una muestra de 1.922 g de metanol (CH_3OH) se quemó en una bomba calorimétrica a volumen constante. Como consecuencia, la temperatura del agua se elevó 4.20°C. Si la cantidad de agua que rodea al calorímetro es exactamente 2 000 g y la capacidad calorífica del calorímetro es 2.02 kJ/°C, calcule el calor molar de combustión del metanol.

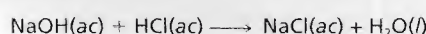
Finalmente, se observa que la capacidad calorífica de una bomba calorimétrica se determina quemando por lo general un compuesto del que se conoce con exactitud el valor del calor de combustión. A partir de la masa del compuesto y del incremento de la temperatura, es posible calcular la capacidad calorífica del calorímetro (véase problema 6.94).

Calorimetría a presión constante

Un dispositivo más sencillo que el calorímetro a volumen constante, utilizado para determinar los cambios de calor en reacciones diferentes a la combustión, es el calorímetro a presión constante. De manera simple, un calorímetro a presión constante se puede construir con dos vasos desechables de espuma de poliestireno, como se muestra en la figura 6.7. Este dispositivo mide el efecto del calor de una gran cantidad de reacciones, como neutralizaciones ácido-base y calores de disolución y dilución. Debido a que la presión es constante, el cambio de calor para el proceso ($q_{\text{reacción}}$) es igual al cambio de entalpía (ΔH). Las mediciones son semejantes a las efectuadas en el calorímetro a volumen constante —es necesario conocer la capacidad calorífica del calorímetro, así como el cambio de temperatura de la disolución—. En la tabla 6.2 se muestran algunas reacciones estudiadas con el calorímetro a presión constante.

Como se muestra en el siguiente ejemplo, es posible estudiar el calor de las reacciones ácido-base utilizando un calorímetro a presión constante.

Ejemplo 6.4 Una muestra de 1.00×10^2 mL de HCl 0.500 M se mezcla con 1.00×10^2 mL de NaOH 0.500 M en un calorímetro a presión constante que tiene una capacidad calorífica de $335 \text{ J/}^\circ\text{C}$. La temperatura inicial de las disoluciones de HCl y NaOH es la misma, 22.50°C , y la temperatura final de la mezcla es 24.90°C . Calcule el cambio de calor de la reacción de neutralización



Suponga que la densidad y el calor específico de las disoluciones es igual que para el agua (1.00 g/mL y $4.184 \text{ J/g} \cdot ^\circ\text{C}$, respectivamente).

Razonamiento y solución Como el calorímetro está bien aislado, se supone que no hay pérdida de calor hacia los alrededores. Por tanto, se puede escribir

$$\begin{aligned} q_{\text{sistema}} &= q_{\text{disolución}} + q_{\text{calorímetro}} + q_{\text{reacción}} \\ &= 0 \end{aligned}$$

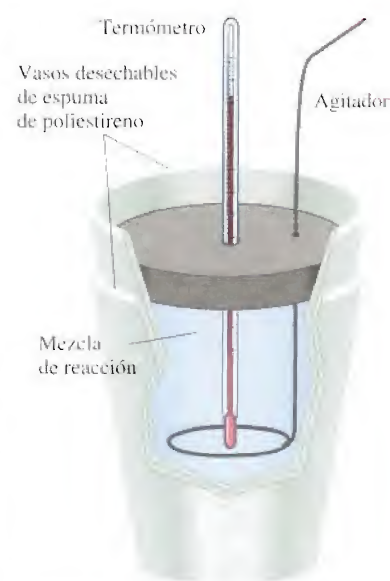


FIGURA 6.7 Calorímetro a presión constante, construido con dos vasos desechables de espuma de poliestireno. El vaso exterior sirve para aislar la mezcla de reacción de sus alrededores. Se mezclan cuidadosamente en el calorímetro volúmenes conocidos de las dos disoluciones que contienen los reactivos a la misma temperatura. El calor producido o absorbido por la reacción se determina midiendo el cambio en la temperatura.

Tabla 6.2 Calor de algunas reacciones comunes, medido a presión constante

Tipo de reacción	Ejemplo	ΔH (kJ)
Calor de neutralización	$\text{HCl}(ac) + \text{NaOH}(ac) \longrightarrow \text{NaCl}(ac) + \text{H}_2\text{O}(l)$	-56.2
Calor de ionización	$\text{H}_2\text{O}(l) \longrightarrow \text{H}^+(ac) + \text{OH}^-(ac)$	56.2
Calor de fusión	$\text{H}_2\text{O}(s) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(l)$	6.01
Calor de evaporación	$\text{H}_2\text{O}(l) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(g)$	44.0*
Calor de reacción	$\text{MgCl}_2(s) + 2\text{Na}(l) \longrightarrow 2\text{NaCl}(s) + \text{Mg}(s)$	-180.2

* Medido a 25°C . A 100°C , el valor es 40.79 kJ .

o

$$q_{\text{reacción}} = -(q_{\text{disolución}} + q_{\text{calorímetro}})$$

Debido a que la densidad de la disolución es 1.00 g/mL, la masa de 100 mL de la disolución es 100 g. Así

$$\begin{aligned} q_{\text{disolución}} &= (1.00 \times 10^2 \text{ g} + 1.00 \times 10^2 \text{ g})(4.184 \text{ J/g} \cdot ^\circ\text{C})(24.90^\circ\text{C} - 22.50^\circ\text{C}) \\ &= 2.01 \times 10^3 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} q_{\text{calorímetro}} &= (335 \text{ J/}^\circ\text{C})(24.90^\circ\text{C} - 22.50^\circ\text{C}) \\ &= 804 \text{ J} \end{aligned}$$

A continuación se escribe

$$\begin{aligned} q_{\text{reacción}} &= -(2.01 \times 10^3 \text{ J} + 804 \text{ J}) \\ &= -2.81 \times 10^3 \text{ J} \\ &= -2.81 \text{ kJ} \end{aligned}$$

A partir de las molaridades dadas, se sabe que hay 0.0500 mol de HCl en $1.00 \times 10^2 \text{ g}$ de la disolución de HCl y 0.0500 mol de NaOH en $1.00 \times 10^2 \text{ g}$ de la disolución de NaOH. Por tanto, cuando reacciona 1.00 mol de HCl con 1.00 mol de NaOH, el calor de neutralización es

$$\text{calor de neutralización} = \frac{-2.81 \text{ kJ}}{0.0500 \text{ mol}} = -56.2 \text{ kJ/mol}$$

Problema similar: 6.22.

Comentario Debido a que la reacción se efectúa a presión constante, el calor liberado es igual al cambio de entalpía.

Ejercicio Una muestra de $4.00 \times 10^2 \text{ mL}$ de HNO_3 0.600 M se mezcla con $4.00 \times 10^2 \text{ mL}$ de Ba(OH)_2 0.300 M en un calorímetro a presión constante, que tiene una capacidad calorífica de $387 \text{ J/}^\circ\text{C}$. La temperatura inicial de ambas disoluciones es la misma, 18.88°C . ¿Cuál será la temperatura final de la disolución? (Utilice el resultado del ejemplo 6.4 para el cálculo.)

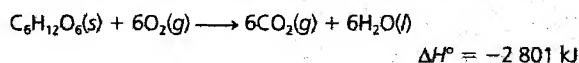
6.5 Entalpía estándar de formación y reacción

Hasta ahora se ha aprendido que es posible determinar el cambio de entalpía de una reacción midiendo el calor absorbido o liberado (a presión constante). A partir de la ecuación (6.1), se observa que ΔH también se calcula si se conocen las entalpías reales de todos los reactivos y productos. Sin embargo, como ya se ha mencionado, no es posible medir el valor *absoluto* de entalpía de una sustancia. Sólo se determinan valores *relativos* con respecto a una referencia arbitraria. Esto es semejante al problema de los geógrafos que tratan de establecer la altura de montañas y valles. En lugar de desarrollar una escala de altura “absoluta” (¿probablemente basada en la distancia desde el centro de la Tierra?), de común acuerdo, todas las alturas y depresiones geográficas se expresan tomando como referencia el nivel del mar, referencia arbitraria, que se define como altura de “cero” metros o pies. De manera semejante, los químicos han acordado un punto de referencia arbitrario para la entalpía.

La química en acción

Valor energético de los alimentos y otras sustancias

La comida que se ingiere es degradada, o metabolizada, a través de una serie de pasos, por un grupo de moléculas biológicas complejas llamadas enzimas. La mayor parte de la energía liberada en cada paso se utiliza para el funcionamiento y crecimiento del organismo. Un aspecto interesante del metabolismo es que el cambio total de energía es el mismo que en el proceso de combustión. Por ejemplo, el cambio total de entalpía para la conversión de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) a dióxido de carbono y agua es el mismo, ya sea que la sustancia se quemé en el aire o se digiera en el cuerpo humano:



La diferencia importante entre el metabolismo y la combustión es que esta última generalmente es un proceso de sólo un paso, a altas temperaturas. Como consecuencia, mucha de la energía liberada durante la combustión se pierde en los alrededores.

Los alimentos tienen diferente composición y, por tanto, su contenido energético es diferente. Por lo general, el contenido energético de los alimentos se mide en calorías. La *caloría (cal)* es una unidad de energía que no pertenece al SI y es equivalente a 4.184 J:

$$1 \text{ cal} = 4.184 \text{ J}$$

En el contexto de la nutrición, sin embargo, cuando se habla de *caloría* (algunas veces llamada "*caloría grande*") se hace referencia realmente a una *kilocaloría*; es decir,

$$1 \text{ Cal} = 1000 \text{ cal} = 4184 \text{ J}$$

Observe el uso de "*C*" mayúscula para indicar la "*caloría grande*".

La bomba calorimétrica descrita en la sección 6.4 está diseñada para medir el contenido energético o el "*valor energético*" de los alimentos. Los valores energéticos son, simplemente, las entalpías de combustión (véase tabla). Para poder analizar los alimentos en una bomba calorimétrica, primero deben secarse, ya que la mayoría contiene una gran cantidad de agua. Dado que por lo general no se conoce la composición de los alimentos, sus valores energéticos se expresan en términos de kJ/g en lugar de kJ/mol.

Valor energético de alimentos y de algunos combustibles comunes

Sustancia	$\Delta H_{\text{combustión}}$ (kJ/g)
Manzana	-2
Carne de res	-8
Cerveza	-1.5
Pan	-11
Mantequilla	-34
Queso	-18
Huevos	-6
Leche	-3
Papas	-3
Carbón de leña	-35
Carbón de hulla	-30
Gasolina	-34
Queroseno	-37
Gas natural	-50
Madera	-20

Información nutricional

Porción de 6 galletas (28 g)
Contenido en el paquete 11

Cantidad por porción

Calorías 120 calorías de grasa 30

% de consumo diario

Grasas totales 4 g	6%
Grasas saturadas 0.5 g	4%
Grasas poliinsaturadas 0 g	
Grasas monoinsaturadas 1 g	
Colesterol 5 mg	2%
Sodio 105 mg	4%
Carbohidratos totales 20 g	7%
Fibra dietética menor que 1 gramo	2%
Azúcares 7 g	
Proteínas 2 g	

Las etiquetas de los empaques de los alimentos indican el contenido calórico de éstos.

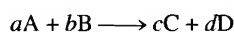
Tabla 6.3 Entalpía estándar de formación de algunas sustancias inorgánicas a 25°C

Sustancia	ΔH_f° (kJ/mol)	Sustancia	ΔH_f° (kJ/mol)
Ag(s)	0	H ₂ O ₂ (l)	-187.6
AgCl(s)	-127.04	Hg(l)	0
Al(s)	0	I ₂ (s)	0
Al ₂ O ₃ (s)	-1 669.8	HI(g)	25.94
Br ₂ (l)	0	Mg(s)	0
HBr(g)	-36.2	MgO(s)	-601.8
C(grafito)	0	MgCO ₃ (s)	-1 112.9
C(diamante)	1.90	N ₂ (g)	0
CO(g)	-110.5	NH ₃ (g)	-46.3
CO ₂ (g)	-393.5	NO(g)	90.4
Ca(s)	0	NO ₂ (g)	33.85
CaO(s)	-635.6	N ₂ O ₄ (g)	9.66
CaCO ₃ (s)	-1 206.9	N ₂ O(g)	81.56
Cl ₂ (g)	0	O(g)	249.4
HCl(g)	-92.3	O ₂ (g)	0
Cu(s)	0	O ₃ (g)	142.2
CuO(s)	-155.2	S(rómbico)	0
F ₂ (g)	0	S(monoclínico)	0.30
HF(g)	-268.61	SO ₂ (g)	-296.1
H(g)	218.2	SO ₃ (g)	-395.2
H ₂ (g)	0	H ₂ S(g)	-20.15
H ₂ O(g)	-241.8	ZnO(s)	-347.98
H ₂ O(l)	-285.8		

El punto de referencia “nivel del mar” para todas las expresiones de entalpía recibe el nombre de **entalpía estándar de formación** (ΔH_f°), que se define como *el cambio de calor que resulta cuando se forma un mol de un compuesto a partir de sus elementos a una presión de 1 atm*. Se dice que los elementos están en su **estado estándar** a 1 atm, de aquí el término “entalpía estándar”. El exponente “o” representa las condiciones del estado estándar (1 atm), y el subíndice “f”, significa formación. A pesar de que el estado estándar no especifica una temperatura, siempre se utilizarán valores de ΔH_f° medidos a 25°C.

En la tabla 6.3 se muestra la entalpía estándar de formación de algunos elementos y compuestos. (Véase el apéndice 3, para una lista más completa de valores de ΔH_f° .) Por convenio, *la entalpía estándar de formación de cualquier elemento en su forma más estable es igual a cero*. Tomemos el oxígeno como ejemplo. El oxígeno molecular (O₂) es más estable que el ozono (O₃), la otra forma alotrópica del oxígeno, a 1 atm y 25°C. Así, se puede escribir que $\Delta H_f^\circ(\text{O}_2) = 0$, pero $\Delta H_f^\circ(\text{O}_3) \neq 0$. De igual manera, el grafito es una forma alotrópica del carbono más estable que el diamante a 1 atm y 25°C, por tanto $\Delta H_f^\circ(\text{C, grafito}) = 0$ y $\Delta H_f^\circ(\text{C, diamante}) \neq 0$.

La importancia de las entalpías estándar de formación radica en que, una vez que se conocen sus valores, se puede calcular la **entalpía estándar de reacción**, $\Delta H_{\text{reacción}}^\circ$, que se define como *la entalpía de una reacción que se efectúa a 1 atm*. Por ejemplo, considere la reacción hipotética



donde *a*, *b*, *c* y *d* son los coeficientes estequiométricos. Para esta reacción $\Delta H_{\text{reacción}}^\circ$ está dada por

Recuerde, del capítulo 2, que formas diferentes de un mismo elemento se llaman alótropos.

$$\Delta H_{\text{reacción}}^{\circ} = [c\Delta H_f^{\circ}(\text{C}) + d\Delta H_f^{\circ}(\text{D})] - [a\Delta H_f^{\circ}(\text{A}) + b\Delta H_f^{\circ}(\text{B})] \quad (6.7)$$

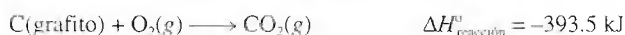
donde a , b , c y d están en moles. La ecuación (6.7) se puede generalizar como sigue:

$$\Delta H_{\text{reacción}}^{\circ} = \sum n\Delta H_f^{\circ}(\text{productos}) - \sum m\Delta H_f^{\circ}(\text{reactivos}) \quad (6.8)$$

donde m y n representan los coeficientes estequiométricos (en moles) de reactivos y productos, y Σ (sigma) significa “la suma de”.

Para calcular $\Delta H_{\text{reacción}}^{\circ}$ mediante la ecuación (6.7), se deben conocer los valores de ΔH_f° de los compuestos que intervienen en la reacción. La determinación de dichos valores puede aplicarse a través del método directo o el indirecto.

El método directo. Este método para medir ΔH_f° se utiliza para compuestos que se sintetizan con facilidad a partir de sus elementos. Suponga que se desea conocer la entalpía de formación del dióxido de carbono. Para esto es necesario medir la entalpía de la reacción en la que el carbono (grafito) y el oxígeno molecular, en sus estados estándar, se convierten en dióxido de carbono, también en su estado estándar:



Por experiencia se sabe que esta reacción de combustión se completa fácilmente. A partir de la ecuación (6.7), es posible escribir

$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{reacción}}^{\circ} &= (1 \text{ mol}) \Delta H_f^{\circ}(\text{CO}_2, \text{g}) - [(1 \text{ mol}) \Delta H_f^{\circ}(\text{C, grafito}) + (1 \text{ mol}) \Delta H_f^{\circ}(\text{O}_2, \text{g})] \\ &= -393.5 \text{ kJ} \end{aligned}$$

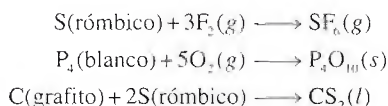
Debido a que tanto el grafito como el O_2 son formas alotrópicas estables, se determina que $\Delta H_f^{\circ}(\text{C, grafito})$ y $\Delta H_f^{\circ}(\text{O}_2, \text{g})$ tienen un valor de cero. Por tanto

$$\Delta H_{\text{reacción}}^{\circ} = (1 \text{ mol}) \Delta H_f^{\circ}(\text{CO}_2, \text{g}) = -393.5 \text{ kJ}$$

$$\text{o} \quad \Delta H_f^{\circ}(\text{CO}_2, \text{g}) = -393.5 \text{ kJ/mol}$$

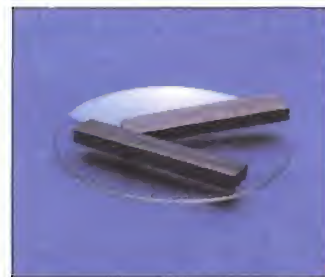
Observe que la asignación arbitraria de cero para ΔH_f° de cada elemento en su forma más estable en el estado estándar no afecta los cálculos en modo alguno. Recuerde que el interés de la termoquímica radica sólo en los *cambios* de entalpía, ya que pueden determinarse experimentalmente, lo que no sucede con los valores absolutos de entalpía. La selección del cero como “nivel de referencia” para la entalpía facilita los cálculos. Haciendo referencia nuevamente a la analogía con la altitud terrestre, se encuentra que el Monte Everest es 8 708 pies más alto que el Monte McKinley. Esta diferencia en altura es independiente de la decisión de asignar 0 pies o 1 000 pies al nivel del mar.

Otros compuestos que se pueden estudiar aplicando el método directo son SF_6 , P_4O_{10} y CS_2 . Las ecuaciones que representan sus síntesis son

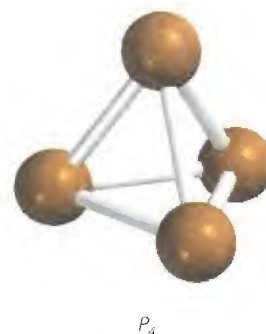


Observe que S(rómico) y P(blanco) son los alótropos más estables del azufre y el fósforo, respectivamente, a 1 atm y 25°C, por tanto, sus valores de ΔH_f° son cero.

El método indirecto. Muchos compuestos no se pueden sintetizar directamente a partir de sus elementos. En algunos casos, la reacción se lleva a cabo con demasiada



Grafito (arriba) y diamante (abajo).

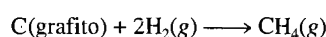


El fósforo blanco se quema en el aire para formar P_4O_{10} .

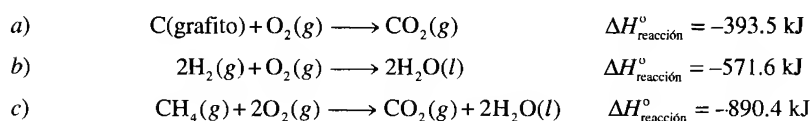
lentitud o suceden reacciones secundarias que producen otras sustancias además del compuesto de interés. En estos casos los valores de ΔH_f° se determinan por un procedimiento indirecto, que se basa en la ley de la sumatoria de los calores (o sólo ley de Hess). La **ley de Hess**¹ se enuncia como sigue: *Cuando los reactivos se convierten en productos, el cambio de entalpía es el mismo independientemente de que se efectúe la reacción en un paso o en una serie de pasos.* En otras palabras, es posible separar la reacción de interés en una serie de reacciones para las cuales se pueda medir el valor de $\Delta H_{\text{reacción}}^\circ$ y, de esta manera, calcular $\Delta H_{\text{reacción}}^\circ$ para la reacción total.

Una analogía útil para la ley de Hess es la siguiente. Imagine que una persona sube en el elevador de un edificio del primer piso al sexto. La ganancia en su energía potencial gravitacional (que corresponde al cambio de entalpía del proceso total) es la misma que si dicha persona llega en forma directa hasta el sexto piso o si se va deteniendo en cada uno (separación de la reacción en una serie de pasos).

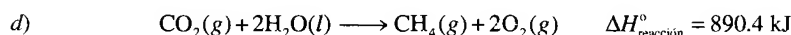
Suponga que se desea conocer la entalpía estándar de formación del metano (CH_4). La síntesis del CH_4 a partir de sus elementos se representa como



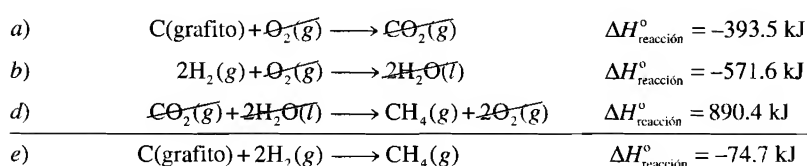
Sin embargo, esta reacción no se puede efectuar como está escrita, así que es imposible medir el cambio de entalpía en forma directa. Se debe emplear un camino indirecto, utilizando la ley de Hess. Para empezar, se han estudiado las siguientes reacciones de C , H_2 y CH_4 con O_2 y se conocen con exactitud sus valores de $\Delta H_{\text{reacción}}^\circ$.



Debido a que se desea obtener una ecuación que contenga sólo C e H_2 , como reactivos, y CH_4 como producto, se debe invertir c) para obtener



El siguiente paso es sumar las ecuaciones a), b) y d):



Como se puede ver, en esta operación se cancelan todas las especies no esenciales (O_2 , CO_2 y H_2O). Debido a que la ecuación anterior representa la síntesis de 1 mol de CH_4 a partir de sus elementos, se tiene $\Delta H_f^\circ(\text{CH}_4) = -74.7 \text{ kJ/mol}$.

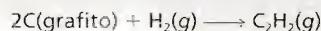


La regla general para aplicar la ley de Hess es que se debe acomodar una serie de reacciones químicas (correspondientes a la serie de etapas) de tal manera que, cuando se sumen, se cancelen todas las especies excepto los reactivos y productos que aparecen en la reacción global. Esto significa que deben quedar los elementos del lado izquierdo y el compuesto de interés del lado derecho de la flecha. Para lograr esto, con frecuencia se tiene que multiplicar alguna o todas las ecuaciones que representan las etapas individuales, por los coeficientes apropiados. En el siguiente ejemplo se muestra este procedimiento.

¹ Germain Henri Hess (1802-1850). Químico suizo. Hess nació en Suiza, pero pasó la mayor parte de su vida en Rusia. Se le considera el padre de la termoquímica por haber formulado la ley de Hess.

Recuerde invertir el signo de ΔH al invertir la ecuación.

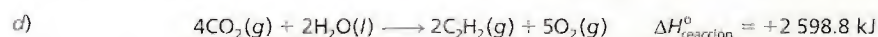
Ejemplo 6.5 Calcule la entalpía estándar de formación del acetileno (C_2H_2) a partir de sus elementos:



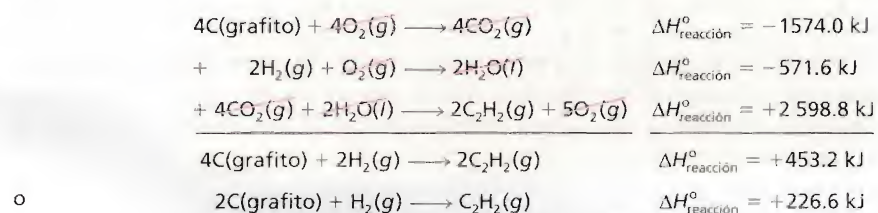
Las ecuaciones para cada etapa y los cambios de entalpía correspondientes son:

- a) $C(\text{grafito}) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) \quad \Delta H_{\text{reacción}}^{\circ} = -393.5 \text{ kJ}$
 b) $H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \longrightarrow H_2O(l) \quad \Delta H_{\text{reacción}}^{\circ} = -285.8 \text{ kJ}$
 c) $2C_2H_2(g) + 5O_2(g) \longrightarrow 4CO_2(g) + 2H_2O(l) \quad \Delta H_{\text{reacción}}^{\circ} = -2598.8 \text{ kJ}$

Razonamiento y solución Debido a que se quiere obtener una ecuación con los elementos C e H_2 como reactivos y C_2H_2 como producto, lo que representa la síntesis de acetileno a partir de sus elementos, es necesario eliminar O_2 , CO_2 y H_2O de las ecuaciones a), b) y c). Se observa que c) contiene 5 moles de O_2 , 4 moles de CO_2 y 2 moles de H_2O . Primero se invierte c) para tener C_2H_2 del lado de los productos:

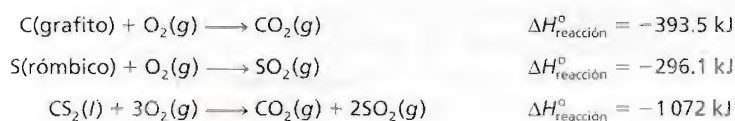


A continuación, se multiplica a) por 4 y b) por 2 y se efectúa la suma $4a) + 2b) + d)$:



Debido a que la ecuación anterior representa la síntesis de C_2H_2 a partir de sus elementos, se tiene que $\Delta H_f^{\circ}(C_2H_2) = \Delta H_{\text{reacción}}^{\circ} / \text{mol} = +226.6 \text{ kJ/mol}$. (Cuando la ecuación se divide entre 2, el valor de $\Delta H_{\text{reacción}}^{\circ}$ es la mitad.)

Ejercicio Calcule la entalpía estándar de formación del disulfuro de carbono (CS_2) a partir de sus elementos, teniendo que



Es posible calcular la entalpía de las reacciones a partir de los valores de ΔH_f° , como se muestra en el siguiente ejemplo.

Ejemplo 6.6 El pentaborano-9, B_5H_9 , es un líquido incoloro, altamente reactivo, que se inflama o incluso explota cuando se expone al oxígeno. La reacción es



En la década de 1950, el pentaborano-9 se consideró como un combustible potencial para naves espaciales porque produce una gran cantidad de calor por gramo. Sin embar-



La temperatura de la flama de un soplete de oxiacetileno es muy alta ($3\,000^{\circ}\text{C}$) y se utiliza para soldar metales.

Problemas similares: 6.46, 6.47.

go, el B_2O_3 sólido que se forma durante la combustión del B_5H_9 es un abrasivo que destruye rápidamente los conductos de las naves, por lo que se abandonó la idea. Calcule los kilojoules de calor que se liberan por gramo del compuesto que reacciona con oxígeno. La entalpía estándar de formación del B_5H_9 es 73.2 kJ/mol.

Razonamiento y solución Para calcular la entalpía estándar de una reacción, se utilizan los valores de ΔH_f° de los reactivos y productos que se muestran en el apéndice 3 y los coeficientes de la ecuación balanceada en la ecuación (6.7), como se observa

$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{reacción}}^\circ &= [(5 \text{ mol}) \Delta H_f^\circ(B_2O_3) + (9 \text{ mol}) \Delta H_f^\circ(H_2O)] \\ &\quad - [(2 \text{ mol}) \Delta H_f^\circ(B_5H_9) + (12 \text{ mol}) \Delta H_f^\circ(O_2)] \\ &= [(5 \text{ mol})(-1\,263.6 \text{ kJ/mol}) + (9 \text{ mol})(-285.8 \text{ kJ/mol})] \\ &\quad - [(2 \text{ mol})(73.2 \text{ kJ/mol}) + (12 \text{ mol})(0)] \\ &= -9\,036.6 \text{ kJ}\end{aligned}$$

Ésta es la cantidad de calor que liberan cada 2 moles de B_5H_9 que reaccionan. El calor liberado por cada gramo de B_5H_9 que reacciona es

$$\begin{aligned}\text{calor liberado por gramo de } B_5H_9 &= \frac{1 \text{ mol } B_5H_9}{63.12 \text{ g } B_5H_9} \times \frac{-9\,036.6 \text{ kJ}}{2 \text{ mol } B_5H_9} \\ &= -71.58 \text{ kJ/g } B_5H_9\end{aligned}$$

Problema similar: 6.42.

Ejercicio El benceno (C_6H_6) se quema en el aire para producir dióxido de carbono y agua líquida. Calcule el calor liberado (en kilojoules) por cada gramo del compuesto que reacciona con oxígeno. La entalpía estándar de formación del benceno es 49.04 kJ/mol.

Se dice que el B_5H_9 es un compuesto altamente energético por la gran cantidad de energía que libera por combustión. En general, los compuestos que tienen valores positivos de ΔH_f° tienden a liberar más calor como resultado de su combustión y son menos estables que los que tienen valores de ΔH_f° negativos.

6.6 Calor de disolución y dilución

Aunque hasta este momento el estudio se ha orientado hacia los efectos de la energía térmica que resulta de las reacciones químicas, muchos procesos físicos, como la fusión del hielo o la condensación de un vapor, también implican la absorción o desprendimiento de calor. También hay cambios de entalpía cuando un soluto se dispersa en un disolvente, o cuando se diluye una disolución. Ahora veremos la relación de estos dos procesos físicos relacionados, que implican calor de disolución y dilución.

Calor de disolución

En la gran mayoría de los casos, la disolución de un soluto en un disolvente produce cambios de calor que pueden medirse. A presión constante, el cambio de calor es igual al cambio de entalpía. El *calor de disolución* o *entalpía de disolución*, $\Delta H_{\text{disolución}}^\circ$, es el calor generado o absorbido cuando cierta cantidad de soluto se diluye en cierta cantidad de disolvente. La cantidad $\Delta H_{\text{disolución}}^\circ$ representa la diferencia entre la entalpía de la disolución final y la entalpía de los componentes originales (es decir, soluto y disolvente) antes de mezclarse. Así

$$\Delta H_{\text{disolución}}^\circ = H_{\text{disolución}} - H_{\text{componentes}} \quad (6.9)$$